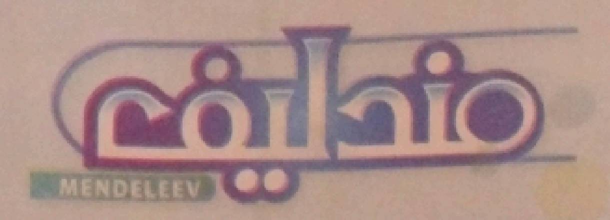
سلسلة الراقي



في الكيمياء

جزء الشرح

الصف الثانى الثانوى

الفصل الدراسى الأول

فريق الإعداد

تامر البطش
محمد محمدى
مصطفى على حمود

هشام نصار
طارق جمال داود
محمد عبد الصبور

محمد مصطفى كريّم
يحيى حسن
مهاب السقا

مراجعة
حسن حسين

الإشراف العام
أشرف شاهين



مقدمة

يسعدنا أن نقدم لكم "مندليف فى شرح وتدريبات الكيمياء" والذى يتميز بالآتى:

أولاً: جزء الشرح:

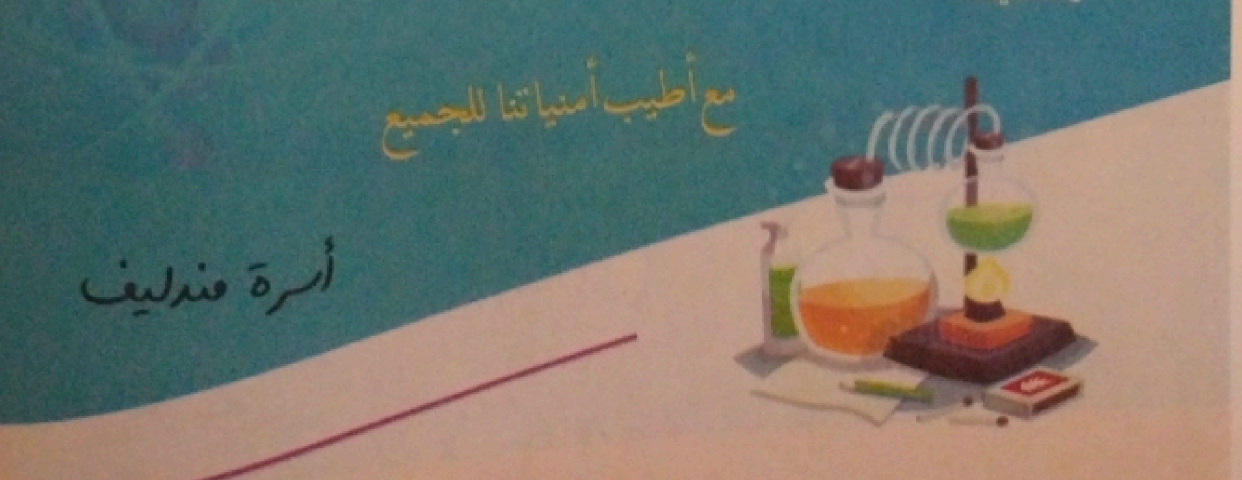
تقسيم المنهج إلى دروس صغيرة وتقديم شرح كل درس بشكل متدرج وعلمى وتربوى خاص حيث نقدم أولاً المعلومات الأساسية للدرس بشكل سلس وميسر ومنظم لضمان استيعاب وفهم الطالب للقاعدة الأساسية للدرس ثم نقدم شرحًا شيقًا ومميزًا بنظام الأوبن بوك للأفكار الخاصة فى كل درس بالإضافة لأمثلة تطبيقية بشرح تفصيلى للحل لضمان الوصول بالطالب لأعلى مستوى.

ثانيًا: جزء التدريبات والاختبارات:

تقديم كم كبير ورائع من الأسئلة متدرجة المستوى وبينها أسئلة للمستويات العليا تساعد الطالب على التدريب والفهم والتطبيق والتحليل وتيسر له التفوق فى المادة هذا العام والأكثر من ذلك أنها تعده للتفوق فى قادم الأعوام بإذن الله.

ونحن إن نقدم هذا الجهد فإننا نسأل الله أن يتقبله منا وأن يكون خير عون لطلابنا ومعلمينا.

مع أطيب أمنياتنا للجميع



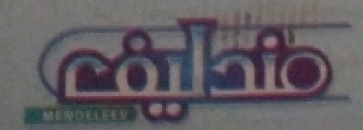
أسرة مندليف

بنية الذرة

1
الباب



محتويات الباب



الفهرس

الباب 1 بنية الذرة

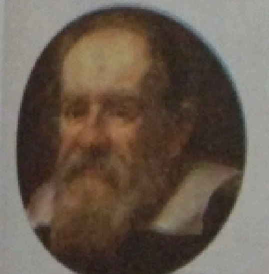
الباب 2 الجدول الدورى وتصنيف العناصر

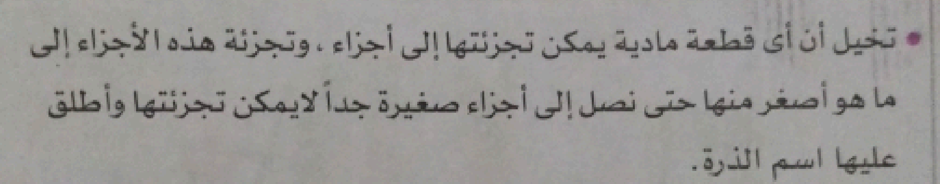
الدرس ١

تطور مفهوم بنية الذرة

" تعددت إجتهادات العلماء على مر العصور للوصول إلى الوصف الحالى للذرة من حيث تكونها من نواة موجبة الشحنة وبداخلها بروتونات موجبة ونيوترونات متعادلة، ويدور حول النواة إلكترونات سالبة الشحنة فى مستويات الطاقة، وسوف نتناول فى هذا الفصل بعض محاولات العلماء عبر العصور القديمة. "

١ تصور ديموقراطيس (فلاسفة الإغريق)





- تخيل أن أى قطعة مادية يمكن تجزئتها إلى أجزاء ، وتجزئة هذه الأجزاء إلى ما هو أصغر منها حتى نصل إلى أجزاء صغيرة جداً لايمكن تجزئتها وأطلق عليها اسم الذرة.

معلومات متضمنة

- **المادة:** هى كل ماله كتلة ويشغل حيز من الفراغ
- وحدة بناء المادة عند فلاسفة الإغريق هى الذرة
- كلمة Atom فى اللغة الإغريقية تتكون من مقطعين:

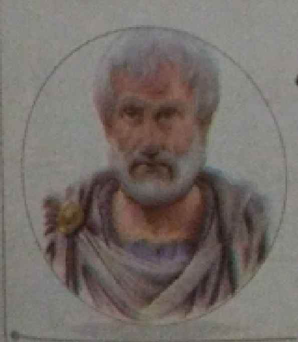
– a تعنى لا – tom تعنى تنقسم

(أى لا تقبل الانقسام)

٢ تصور أرسطو

- رفض فكرة الذرة.
- تبنى فكرة أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتكون من أربعة مكونات هى:

(الماء – الهواء – التراب – النار)



- إعتقد بأمكانية تحويل المعادن الرخيصة مثل الحديد والنحاس إلى معادن نفيسة مثل الذهب وذلك بتغيير نسب المكونات الأربعة فيها.
- بسبب تصديق العلماء لفكرة أرسطو أدى ذلك لشل تطور علم الكيمياء لأكثر من ألف عام وذلك بسبب إنشغال علماء الكيمياء بكيفية تحويل المعادن الرخيصة إلى معادن نفيسة وكل المحاولات بائت بالفشل.



أضف لمعلوماتك

- يعتبر العالم ابن سينا هو أول من شكك فى فكرة أرسطو بتحويل المعادن الرخيصة إلى معادن نفيسة بتغيير نسب مكوناتها الأربعة

٣ تصور بويل

- رفض مفهوم أرسطو عن المادة.
- أعطى أول تعريف للعنصر.
- العنصر: مادة نقية بسيطة لايمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

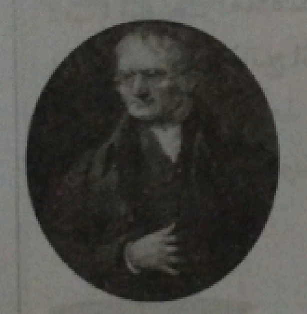
معلومات متضمنة

- المادة النقية وفقاً لتصور بويل هى مادة تحتوى على نوع واحد من الذرات فمثلًا:

(Cl_2 يعتبر عنصرلانه يتكون من ذرتين من نفس النوع بينما $NaCl$ لا يعتبر عنصر لأنه يتكون من عنصرين مختلفين)

- الطرق الكيميائية المعروفة يقصد بها الضغط والحرارة

٤ نموذج ذرة دالتون



- أجرى العالم جون دالتون العديد من التجارب والأبحاث حتى تمكن من وضع أول نظرية ذرية على أساس نظرى وتنص على:

(١) المادة تتكون من دقائق صغيرة جداً تسمى الذرات.

(٢) كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة متناهية فى الصغر وغير قابلة للتجزئة.

(٣) ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة (الوزن).

- مثال: يتكون O_2 من ذرتين كل منهما تتشابه فى الكتلة.

(٤) تختلف كتل الذرات من عنصر لأخر

- مثال: كتلة ذرة Na تختلف عن كتلة ذرة Ca



نموذج ذرة دالتون

(٥) تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة.

ملحوظة هامة



(١) اتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق فى أن المادة تتكون من ذرات.

(٢) اتفق دالتون مع فلاسفة الإغريق فى أن الذرة غير قابلة للتجزئة.

(٣) وحدة بناء المادة عند فلاسفة الإغريق وجون دالتون هى الذرة.

(٤) وحدة بناء المادة عند أرسطو هى الماء والهواء والتراب والنار.

(٥) وحدة بناء المادة عند بويل هى العنصر.

(٦) جون دالتون هو صاحب أول نظرية ذريه (على أساس نظرى).

(٧) فى ضوء المعلومات التى تم اكتشافها عن الذرة يمكن الاعتراض على نموذج دالتون كالتالى:

(أ) افتراضه أن الذرة مصمتة فقد ثبت عمليًا على يد رذرفورد فيما بعد أن الذرة معظمها فراغ.

(ب) افتراضه أن الذرة غير قابلة للتجزئة فقد ثبت عمليًا على يد طوسون فيما بعد أن الذرة تحتوى على إلكترونات، بمعنى قابليتها للتجزئة.

(جـ) افتراضه أن ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة وقد تم اكتشاف النظائر فيما بعد، حيث تتفق نظائر العنصر الواحد فى العدد الذرى، أى تتفق فى الخواص الكيميائية، ولكنها تختلف فى العدد الكتلى، وبالتالى تختلف فى كتلتها الذرية.

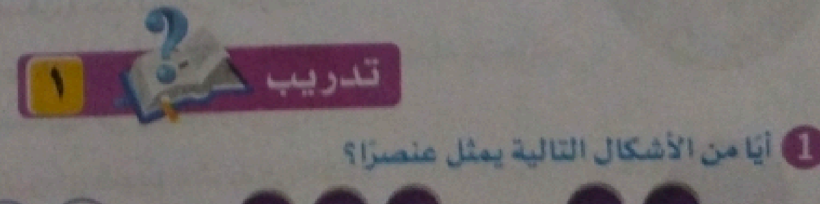
لاحظ الفرق بين كل من:

(أ) المادة: قد تكون عبارة عن عنصر أو مركب أو مخلوط.

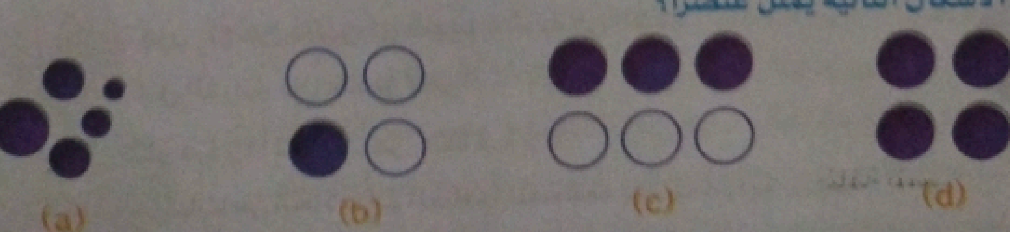
(ب) العنصر: مادة نقية تحتوى على نوع واحد من الذرات.

(جـ) المركب: ناتج اتحاد كيميائى بين عنصرين مختلفين أو أكثر.

(د) المخلوط: خلط (مزج) عنصرين أو أكثر مع بعضهما أو خلط مركبين أو أكثر مع بعضهما دون حدوث تفاعل كيميائى بين مكونات المخلوط (مثل الرمل والسكر).



1 أيا من الأشكال التالية يمثل عنصرًا؟



الإجابة (d) لأن طبقا لمفهوم بويل فإن العنصر مادة نقية أى أن جميع ذراته من نفس النوع.

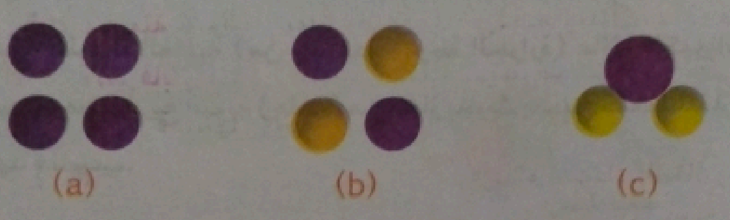
2 أيًا من الأشكال التالية تعبر عن مفهوم الذرة طبقاً لنموذج دالتون؟

(a) (b) (c) (d)

الإجابة

(c) لأنه طبقا لنموذج دالتون كل عنصر يتكون من ذرات مصمتة ومتناهية فى الصغر.

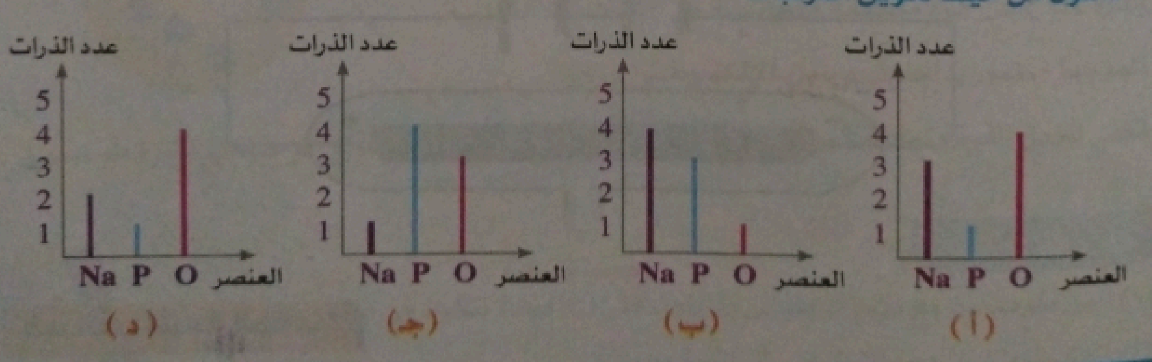
3 حدد أياً من الأشكال التالية يمثل عنصر ، مركب ، مخلوط ....



الإجابة

الشكل (a) يمثل عنصر لأنه عبارة عن مادة نقية ، الشكل (b) يعبر عن مخلوط لأن المخلوط عبارة عن مزيج من مواد مختلفة دون حدوث اتحاد كيميائى ، الشكل (c) يمثل مركب لأنه ناتج من اتحاد ذرات مختلفة (تلامس الكرات يعبر عن الترابط أو الاتحاد).

4 فوسفات الصوديوم يتكون من ذرات Na , P , O وصيغتها Na_3PO_4، أيًا مما يأتى يتفق مع نظرية دالتون من حيث تكوين المركبات ....



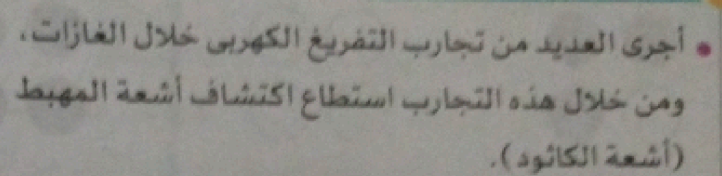
الإجابة

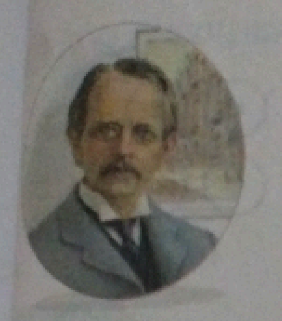
الشكل (أ) لأن طبقاً لدالتون تتكون المركبات من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة ونسبة Na : P : O هى 3 : 1 : 4 على الترتيب.





٥ العالم طومسون





- أجرى العديد من تجارب التفريغ الكهربى خلال الغازات، ومن خلال هذه التجارب استطاع اكتشاف أشعة المهبط (أشعة الكاثود).

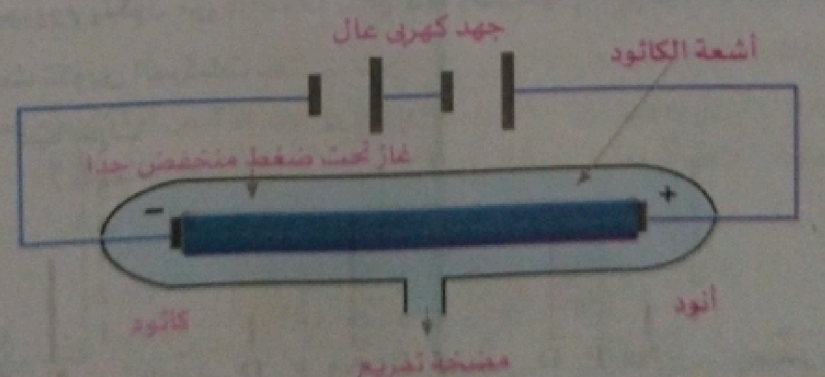
التفريغ الكهربى للغازات

يقصد به انتقال الكهرباء خلال الغازات المخلخلة.

- جميع الغازات تحت الظروف العادية (من الضغط ودرجة الحرارة) عازلة للكهرباء، ولكى يصبح الغاز موصلاً للتيار الكهربى يجب تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جدًا، وتعريضه لفرق جهد مناسب.

اكتشاف أشعة المهبط

- عند تفريغ أنبوبة زجاجية من الغاز، بحيث يصبح ضغط الغاز فيها منخفض جدًا وتعريضه لفرق جهد يصل إلى ١٠٠٠٠ فولت ينطلق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضًا لجدار أنبوبة التفريغ، وتسمى هذه الأشعة بأشعة المهبط أو أشعة الكاثود.



خصائص أشعة المهبط

١ تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة تعرف بالإلكترونات.

أشعة المهبط سالبة الشحنة والدليل على ذلك أنها تتحرك من المهبط (القطب السالب) إلى المصعد (القطب الموجب).

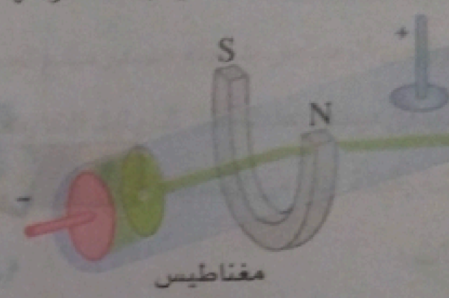
٢ لها تأثير حرارى.

أشعة المهبط تعمل على ارتفاع درجة حرارة الأنود الذى تصطدم به لأنها تعمل على تحويل الطاقة الحركية إلى طاقة حرارية.

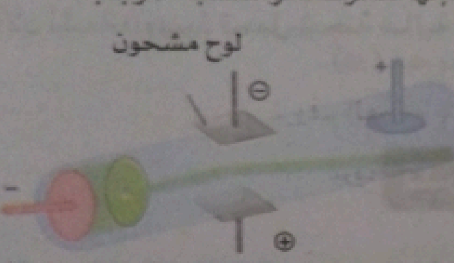
٣ تسير فى خطوط مستقيمة (مثل الضوء).

٤ تتأثر بكل من المجال الكهربى والمجال المغناطيسى.

أشعة المهبط عبارة عن دقائق سالبة الشحنة وتتأثر بالمجال المغناطيسى لأن أى جسيم متحرك مشحون يتولد حوله مجال مغناطيسى أو عند تعرضها لمجال كهربى فإنها تنحرف نحو القطب الموجب.



تأثر أشعة المهبط بالمجال المغناطيسى

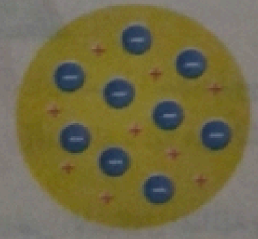


تأثر أشعة المهبط بالمجال الكهربى

٥ لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط او نوع الغاز المستخدم مما يثبت أنها تدخل فى تركيب جميع المواد.

نموذج ذرة طومسون

- الذرة عبارة عن كرة مصمتة متجانسة من الشحنات الكهربية الموجبة مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة. تكفى لجعل الذرة متعادلة كهربيًا.



شكل توضيحي لذرة طومسون

ملحوظة هامة



(١) اتفق طومسون مع ديموقراطيس ودالتون على أن المادة تتكون من ذرات.

(٢) اتفق طومسون مع دالتون على أن الذرة مصمتة.

(٣) أشعة المهبط اكتشفها العالم طومسون، وسميت فيما بعد بالإلكترونات.

(٤) مصدر الإلكترونات داخل أنبوبة التفريغ هى الذرات المكونة للغاز أو المادة المعدنية للكاثود.



علل أشعة المهبط تدخل فى تركيب جميع المواد ؟

ج لأنها لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز المستخدم.

علل أشعة المهبط لاتختلف باختلاف نوع الغاز أو نوع مادة المهبط ؟

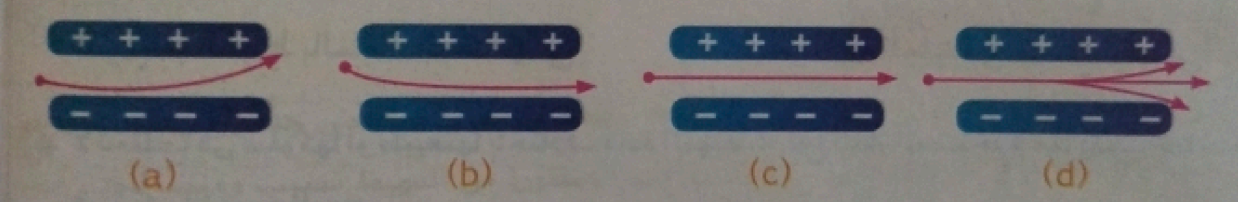
ج لأن أشعة المهبط عبارة عن سيل من الإلكترونات السالبة التى تدخل فى تركيب جميع المواد. حيث لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها.

علل انجذاب أشعة المهبط نحو صفيحة مشحونة بشحنة موجبة ؟

ج لأن أشعة المهبط تحمل شحنة سالبة.



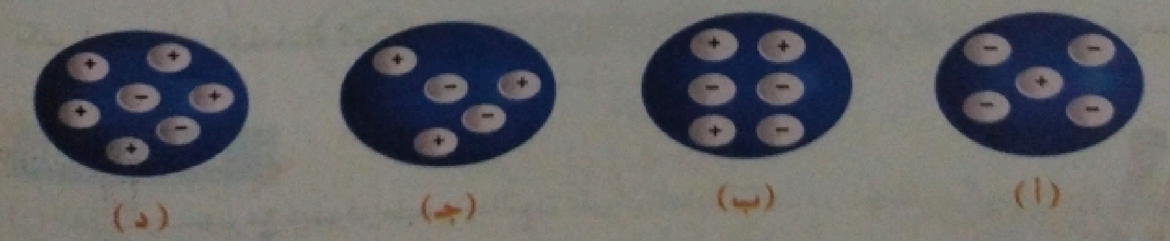
1 أيًا من الأشكال التالية يعبر عن مسار أشعة المهبط؟



الإجابة

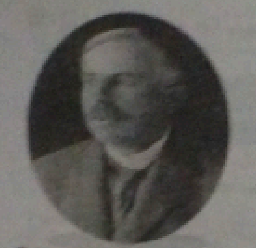
(a) لأن أشعة المهبط سالبة الشحنة وبالتالى عن مرورها فى مجال كهربى سوف تنحرف تجاه القطب المخالف لها فى الشحنة وهو القطب الموجب فقط.

2 أيًا من الأشكال التالية يعبر عن نموذج ذرة طومسون؟



الإجابة

(ب) لأن ذرة طومسون عبارة عن كرة من الشحنات الموجبة مطمور بداخلها عدد من الشحنات السالبة تكفى لجعلها متعادلة كهربياً (أى أن عدد الشحنات الموجبة يجب أن يتساوى مع عدد الشحنات السالبة).





٦ نموذج ذرة رذرفورد

- أجرى العالمان جيجر وماريسدن تجربة رذرفورد الشهيرة بناءً على توجيهاته.

تجربة رذرفورد

الأدوات المستخدمة:

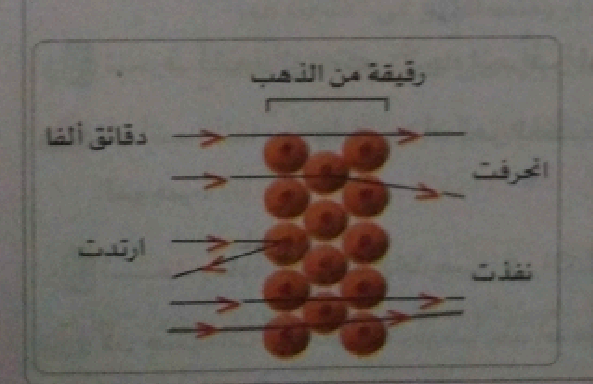
1. صندوق من الرصاص بداخله مصدر مشع لجسيمات ألفا الموجبة (α).
2. لوح معدنى مبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين (ZnS).
3. صفيحة رقيقة جداً من الذهب (Au).

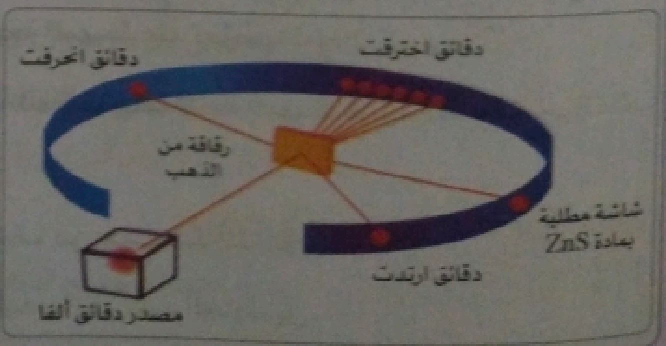
الخطوات:

1. سمح لجسيمات ألفا الموجبة أن تصدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة من كبريتيد الخارصين.
2. تم تحديد موضع وعدد جسيمات ألفا بدلالة الومضات التى ظهرت على اللوح.
3. وضع شريحة رقيقة جداً من الذهب ، بحيث تعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح المعدنى.

ملحوظة هامة

- **الرصاص والأسمنت:** من أمثلة المواد التى لها القدرة على أمتصاص الإشعاع حيث لاتستطيع جسيمات ألفا أن تنفذ من خلالها.
- **كبريتيد الخارصين (الزنك) والمواد الفسفورية:** إذا اصطدمت بها جسيمات ألفا فإنها تحدث وميضاً يدل على مكان الإصطدام.







المشاهدة والتفسير والاستنتاج:

المشاهدة	التفسير	الاستنتاج
(١) ظهور معظم الومضات فى نفس المكان الأول التى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة من الذهب.	نفاذ معظم جسيمات ألفا خلال صفيحة الذهب دون أن يحدث لها انحراف.	الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة كما صورها طومسون ودالتون.
(٢) ظهور ومضات قليلة جدا على الجانب الآخر من اللوح المعدني.	نسبة ضئيلة جداً من جسيمات ألفا ترتد إلى الخلف فى عكس اتجاه مسارها.	يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جدًا ، وتتركز فيه معظم كتلة الذرة ، أطلق عليه نواة الذرة.
(٣) ظهور بعض الومضات على جانبى الموضع التى ظهرت فيه قبل وضع صفيحة الذهب.	انحراف نسبة ضئيلة من جسيمات ألفا عن مسارها.	شحنة نواة الذرة مشابهة لشحنة جسيمات ألفا ولذلك تتنافر معها عند اقترابها منها.

ملحوظة هامة

(١) استخدم رذرفورد جسيمات ألفا لإنها ثقيلة مما يجعلها بطيئة فيسهل رصدها كما أنها موجبة الشحنة.

(٢) استخدم رذرفورد عنصر الذهب لأنه لين وبالتالى يسهل تشكيله بسهولة (يقبل التورق) وشحنة نواته كبيرة نسبياً.

(٣) كلما زادت الشحنة الموجبة (عدد البروتونات) داخل الذرة كلما كان إنحراف جسيمات ألفا بدرجة أكبر.

علل تنحرف أشعة ألفا عكس أتجاه انحراف أشعة المهبط عند تعرضها لمجال كهربى ؟

ج لأن أشعة ألفا موجبة فتنحرف نحو القطب السالب بينما أشعة المهبط سالبة فتنحرف نحو القطب الموجب.

علل تستخدم مادة كبريتيد الخارصين فى الكشف عن جسيمات ألفا الغير مرئية ؟

ج لأن جسيمات ألفا تحدث وميضاً عند اصطدامها بكبريتيد الخارصين.

علل نفاذ معظم جسيمات ألفا عند سقوطها على شريحة من الذهب؟

ج لأن الذرة معظمها فراغ وليست مصمتة كما صورها طومسون ودالتون.

علل ترتد نسبة ضئيلة جداً من جسيمات ألفا إلى الخلف عند سقوطها على شريحة من الذهب؟

ج لأنها تصطدم بجزء كثافته كبيرة وحجمه صغير جداً بالنسبة للذرة وتتركز فيه معظم كتلة الذرة وهو نواة الذرة.

فروض نموذج ذرة رذرفورد

• **في ضوء نتائج التجربة السابقة وغيرها، وضع رذرفورد أول نموذج لتركيب الذرة على أساس تجريبي:**

١ الذرة:

• متناهية في الصغر ومعقدة التركيب وتشبه في تركيبها المجموعة الشمسية، حيث تتكون من نواة (تمثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (تمثل الكواكب).

٢ النواة:

• توجد في مركز الذرة.

• تشغل حيز صغير جداً من الذرة وبالرغم من ذلك تتركز فيها معظم كتلة الذرة.

• شحنتها موجبة.

• توجد مسافات شاسعة بين النواة والمدارات الإلكترونية (أي أن الذرة ليست مصمتة).

٣ الإلكترونات:

• كتلتها ضئيلة جداً إذا ما قورنت بكتلة النواة ولذلك يمكن إهمال كتلتها.

• شحنتها سالبة.

• عدد الإلكترونات السالبة حول النواة = عدد البروتونات الموجبة داخل النواة.

(لذلك الذرة متعادلة كهربيًا).

• تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة وفي مدارات خاصة، وأثناء دوران الإلكترون حول النواة يقع تحت تأثير قوتين متساويتين في المقدار ومتضادتين في الاتجاه هما:

(أ) قوة الطرد المركزي وتنشأ عن سرعة دوران الإلكترون حول النواة واتجاهها للخارج.

(ب) قوة الجذب المركزي وتنشأ عن جذب النواة للإلكترون واتجاهها للداخل.

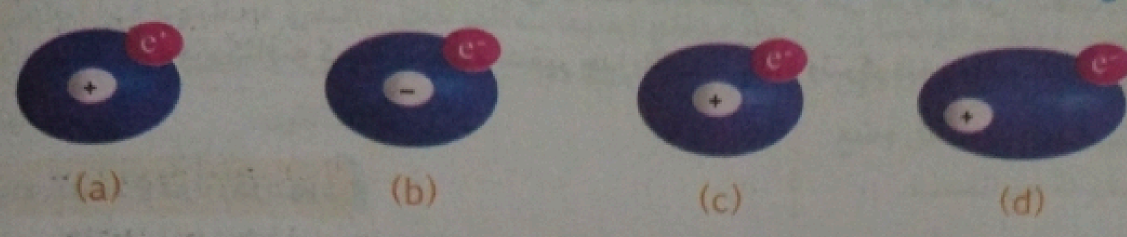
(ولذلك لا يسقط الإلكترون في النواة وبالتالي لا يتلاشى النظام الذري).

قصور نموذج ذرة رذرفورد

فشلت نظرية رذرفورد للتركيب الذري لأنها لم توضح النظام الذري الذي تدور فيه الإلكترونات حول النواة.



1 أيا من الأشكال التالية يعبر عن ذرة رذرفورد؟



الإجابة

(C) لأن نموذج رذرفورد ينص على أن يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة ويدور حولها الإلكترون والذرة معظمها فراغ.

2 أيا مما يأتى لا ينحرف عند مروره فى مجال كهربى؟

(أ) الإلكترون (ب) اشعة المهبط (جـ) الذرة (د) جسيمات ألفا

الإجابة

(جـ) لأن الذرة متعادلة كهربياً والجسيمات المتعادلة لا تنحرف عند مرورها فى المجال الكهربى والذي يعتمد على اختلاف الشحنات.

3 تتميز أشعة المهبط وجسيمات ألفا بـ ....

(أ) شحنتهما سالبة
(ب) شحنتهما موجبة
(جـ) كتلتهما متساوية
(د) تأثرهما بالمجال الكهربى

الإجابة

(د) لأن كلاهما جسيمات مشحونة.

4 أى مما يأتى يتشابه فى الشحنة الكهربية؟

(أ) جسيمات ألفا وأشعة المهبط
(ب) جسيمات ألفا والإلكترون
(جـ) جسيمات ألفا والنواة
(د) أشعة المهبط والنواة

الإجابة

(جـ) لأن كلاهما موجب الشحنة.

5 عند سقوط أشعة ألفا على صفيحة من الفضة $_{47}Ag$ كانت زاوية الإنحراف 120° وعند سقوطها على صفيحة من الذهب $_{79}Au$ نتوقع ....

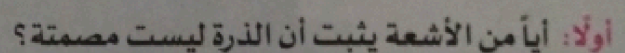
(أ) تزداد زاوية الإنحراف (ب) تقل زاوية الإنحراف

(جـ) لن يتغير مقدار الإنحراف (د) تنفذ جميع الأشعة

الإجابة

(أ) تزداد زاوية الأنحراف لأن عدد البروتونات الموجبة الموجودة فى نواة ذرة الذهب أكبر من تلك الموجودة فى نواة ذرة الفضة وبالتالى تكون زاوية انحراف جسيمات الفا عند سقوطها على شريحة الذهب أكبر من زاوية الانحراف مع شريحة الفضة.

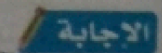
6 فى الشكل المقابل:



أولاً: أياً من الأشعة يثبت أن الذرة ليست مصمتة؟

(أ) A (ب) B

(جـ) C (د) B , C



الإجابة

(أ) لأن معظم جسيمات ألفا نفذت من الشريحة على نفس الاستقامة وهذا يدل على أن الذرة ليست مصمتة ولكن معظمها فراغ.

ثانيًا: أياً من الأشعة يثبت أن النواة موجبة الشحنة؟

(أ) A (ب) B (جـ) C (د) B , C

الإجابة

(جـ) لأنه من المتفق عليه علمياً أن جسيمات ألفا موجبة الشحنة وعند اقترابها من النواة لوحظ انحرافها بعيداً عن النواة مما يدل على حدوث تنافر وان النواة لها نفس الشحنة.

ثالثًا: أياً من الأشعة يثبت وجود نواة مركزية ذات حجم صغير وكثافة كبيرة؟

(أ) A (ب) B (جـ) C (د) B , C

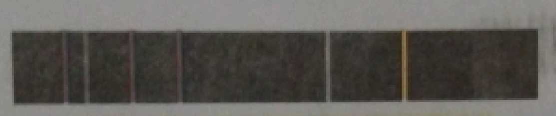
الإجابة

(ب) لأن ارتداد جزء ضئيل جداً من جسيمات ألفا يدل على أنه يوجد جزء يشغل حيز صغير جداً داخل الذرة ولكن كثافته عالية.

الدرس 2 طيف الانبعاث للذرات

• عند تسخين ذرات أى عنصر نقى سواء كان فى الحالة الغازية أو الحالة البخارية لدرجات حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض فى أنبوبة التفريغ الكهربى فإنه ينبعث منها إشعاع (ضوء) يطلق عليه طيف الانبعاث (الطيف الخطى).

• عند فحص طيف الانبعاث الناتج بواسطة المطياف (المنشور) وجد أنه يتكون من عدد صغير محدود من خطوط ملونة، تفصل بينها مساحات معتمة ولذلك يعرف طيف الانبعاث بالطيف الخطى.



شكل يوضح الطيف الخطى لأحد العناصر

تعريف طيف الانبعاث (الطيف الخطى)

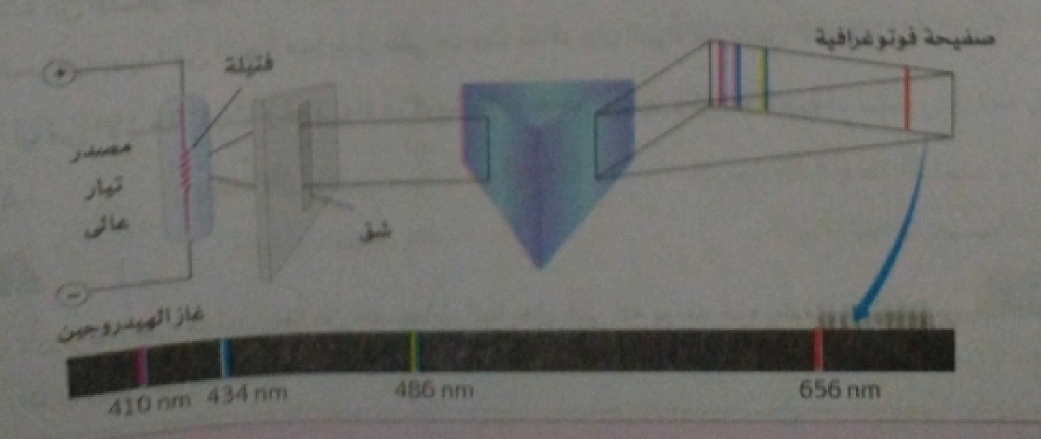
• هو طيف ذرى مكون من عدد صغير محدود من خطوط ملونة تفصل بينها مسافات معتمة بحيث يكون لها طول موجى وتردد مميز.

تعريف المطياف (الاسبكتروسكوب)

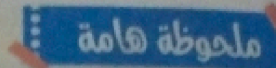
• هو جهاز يستخدم لتحليل الضوء إلى مكوناته وأول من اخترعه هو نيوتن واستخدمه فى تحليل الضوء المرئى.

دراسة الطيف الخطى لذرة الهيدروجين:

• عند دراسة بور للطيف الخطى لذرة الهيدروجين وفحصه للطيف بواسطة المطياف وجد انه يتكون من أربعة خطوط ملونة (أحمر - أخضر - أزرق - بنفسجي) تفصل بينها مسافات معتمة كما يتضح من الشكل المقابل:

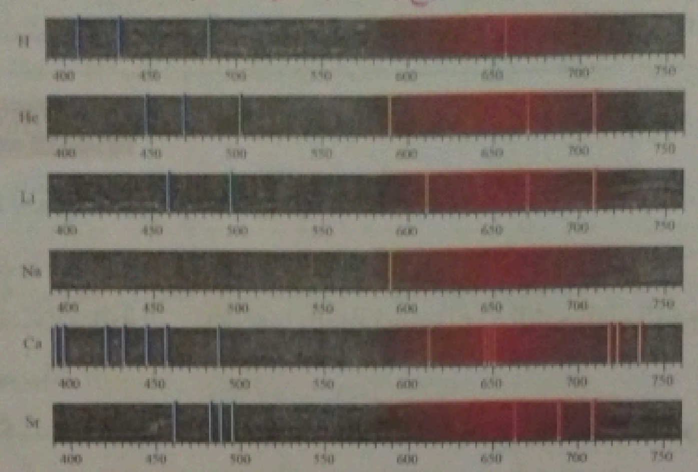








(١) الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى (يعتبر كبصمة الأصبع بالنسبة للإنسان).



(٢) بدراسة الطيف الخطى لضوء الشمس وجد أنها تتكون من عنصرى الهيدروجين (H_2) والهيليوم (He).

(٣) فى الطيف الخطى تكون المسافة بين المناطق الملونة غير متساوية.

علل الطيف الخطى لأى عنصر هو خاصية أساسية ومميزة له؟

ج لأنه لا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى.

علل يسمى طيف الانبعاث الذرى بالطيف الخطى؟

ج لأنه عبارة عن عدد صغير محدود من خطوط ملونة تفصل بينها مسافات معتمة.

علل يمكن التمييز بين العناصر المختلفة عن طريق دراسة طيفها الخطى؟

ج لأن الطيف الخطى للعنصر صفة أساسية ومميزة له، فلا يوجد عنصران لهما نفس الطيف الخطى.

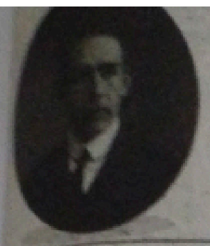
علل يتكون طيف ذرة الهيدروجين من أكثر من مجموعة خطوط طيفية؟

ج وذلك بسبب تعدد مستويات الطاقة التى ينتقل الإلكترون المثار منها إلى المستوى الأصلى.

معلومات قد تهمك

(١) إذا اكتسب الإلكترون طاقة عندها يزداد دورانه حول النواة وتزداد معها القوة الطاردة المركزية، بحيث تكون أقوى من قوى الجذب وبالحد الذى يسمح للإلكترون للإنتقال لمستوى طاقة أعلى وليس الهروب من الذرة.

(٢) إذا اكتسب الإلكترون طاقة بحيث تتغلب على القوة الطاردة المركزية وعلى قوة جذب النواة، عندها يخرج الإلكترون خارج مجال جذب النواة ويخرج من الذرة وتتحول الذرة لأيون موجب.



٧ نموذج ذرة بور

- تعتبر دراسة الطيف الخطى وتفسيره هى المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى وهو ما قام به العالم الدنماركى نيلزبور وأستحق عليه جائزة نوبل فى الفيزياء عام ١٩٢٢.

فروض نموذج ذرة بور

- أخذ بور من رذرفورد بعض الفروض تتمثل من (١ : ٣):

(١) يوجد فى مركز الذرة نواة موجبة الشحنة.

(٢) عدد الإلكترونات السالبة التى تدور حول النواة تساوى عدد الشحنات الموجبة داخل النواة، ولذلك الذرة متعادلة كهربياً.

(٣) أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأ قوة طاردة مركزية تعادل قوة جذب النواة للإلكترون (ولكن تختلف معها فى الاتجاه) ولذلك لا يسقط الإلكترون داخل النواة.

(٤) يتحرك الإلكترون حول النواة بحركة سريعة فى أقل مستويات الطاقة المتاحة له دون أن يفقد أو يكتسب أى قدر من الطاقة، وتوصف الذرة فى هذه الحالة بأنها ذرة مستقرة.

(٥) تدور الإلكترونات حول النواة فى مدارات ثابتة ومحددة تعرف بمستويات الطاقة.

(٦) تعتبر الفراغات بين مستويات الطاقة مناطق محرمة تماماً لدوران الإلكترونات فيها، حيث ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر عن طريق القفزة الكاملة.

(٧) للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة حيث تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره (طاقة الإلكترون = طاقة المستوى الذى يدور فيه).

(٨) يعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يعرف بعدد الكم الرئيسى (n) حيث تتوقف طاقة المستوى على مدى قربه أو بعده عن النواة (حيث كلما ابتعدنا عن النواة تزداد طاقة المستوى).

(٩) إذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة يعرف بالكم أو الكوانتم عن طريق التسخين أو التفريغ الكهربى فإنه ينتقل بشكل مؤقت إلى مستوى طاقة أعلى، بشرط أن تكون الطاقة المكتسبة تساوى الفرق بين طاقتي المستويين وتوصف الذرة فى هذه الحالة بأنها ذرة مثارة.

(١٠) الإلكترون وهو فى مستوى الإثارة يكون غير مستقر ولذلك سرعان مايعود إلى مستواه الأصلى فاقداً نفس الكم من الطاقة الذى أكتسبه أثناء إثارته، على هيئة إشعاع من الضوء له طول موجى وتردد معين مما ينتج طيف خطى مميز (بالإضافة إلى خطوط أخرى غير مرئية).

(١١) هناك الكثير من الذرات تمتص كمات مختلفة من الطاقة، وفى نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات المثارة كمات أخرى من الطاقة، ونتيجة لذلك تنتج خطوط طيف تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات من خلالها.



◀ يتكون الطيف الخطى المرئى لذرة الهيدروجين من أربعة خطوط ملونة:

الخط الطيفي	الأحمر	الأخضر	الأزرق	البنفسجي
الطول الموجي	656 nm	486 nm	434 nm	410 nm
المستويين المنتقل بينهما	من المستوى الثالث إلى المستوى الثانى	من المستوى الرابع إلى المستوى الثانى	من المستوى الخامس إلى المستوى الثانى	من المستوى السادس إلى المستوى الثانى



◀ التردد يتناسب طرديًا مع الطاقة وعكسيًا مع الطول الموجى، فمثلًا:

(أ) الضوء الأحمر له أعلى طول موجى وأقل تردد.

(ب) الضوء البنفسجى له أقل طول موجى وأعلى تردد.

تعريفات

- **الذرة المستقرة:** هى ذرة يدور فيها الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة دون فقد أو أكتساب أى قدر من الطاقة.
- **الذرة المثارة:** هى ذرة أكتسب فيها الإلكترون كماً من الطاقة فانتقل من مستواه الأرضى (المستقر) إلى مستوى أعلى.
- **الكم (الكوانتم):** هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.

ملحوظة هامة

(١) الطيف الذرى هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى.

(٢) لا ينتقل الإلكترون من مستواه إلا إذا اكتسب طاقة مساوية للفرق فى الطاقة بين مستواه الاصلى والمستوى الذى سينتقل إليه.

(٣) لا يمكن للإلكترون أن يستقر فى أى مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة إلى أماكن مستويات الطاقة.

(٤) الفرق فى الطاقة بين مستويات الطاقة ليس متساوياً ، فهو يقل كلما بعدنا عن النواة ولذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات المختلفة ليس متساوياً.

(٥) يقل كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى الذى يليه مباشرة ، كلما ابتعدنا عن النواة وذلك لأن الفرق فى الطاقة بين كل مستوى طاقة والذى يليه يقل بالابتعاد عن النواة.



(٦) الفرق فى الطاقة بين مستويات الطاقة غير منتظم.

(٧) عند عودة الإلكترون بين مستويين متقاربين فى الطاقة ينطلق ضوء منبعث طوله الموجى طويل.

(٨) عند عودة الإلكترون بين مستويين متباعدين فى الطاقة ينطلق ضوء منبعث طوله الموجى قصير.

(٩) لا يتحرك الإلكترون من مكانه ولا يخرج من مستواه إلا إذا اكتسب الفرق فى الطاقة بين المستويين بالكامل.

(١٠) الكم لا يتضاعف ولا يتجزأ فمثلًا لا يوجد ½ كم أو ٢ كم.

مميزات نموذج ذرة بور

(١) فسر الطيف الخطى لذرة الهيدروجين تفسيراً صحيحاً (لأنها تمثل أبسط نظام ذرى).

(٢) أدخل فكرة الكم فى تحديد طاقة الإلكترون فى مستويات الطاقة المختلفة
(لكى ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر لابد من أكتساب كماً من الطاقة).

قصور نموذج ذرة بور

(١) لم يستطع تفسير الطيف الخطى لأى ذرة أخرى غير ذرة الهيدروجين والتي تمثل أبسط نظام إلكترونى حيث تحتوى على إلكترون واحد.

(٢) اعتبر أن الإلكترون جسيم مادى سالب الشحنة ولم يأخذ فى الاعتبار أن له خواص موجيه.

(٣) افترض إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة، وفى الواقع هذا يستحيل عملياً.

(٤) اعتبر أن الإلكترون يتحرك فى مسار دائرى مستوى (أى أن ذرة الهيدروجين مسطحة)، وقد ثبت بعد ذلك أن الذرة لها اتجاهات فراغية ثلاثة (أى أن الذرة مجسمة).



1 عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد تحت ضغط منخفض إلى درجات حرارة عالية فإنها ....

(أ) تمتص ضوءاً (ب) تشع ضوءاً (جـ) تطلق أشعة جاما (د) تطلق أشعة ألفا

الإجابة

(ب) بسبب ظاهرة طيف الانبعاث حيث يمتص إلكترون التكافؤ كماً من الطاقة وينتقل إلى مستوى طاقة أعلى وتصبح الذرة مثارة ثم سرعان ما يفقد الإلكترون نفس الكم من الطاقة فى صورة طيف (ضوء) ويعود إلى مستواه الأصلى.

2 عند تسخين الغازات أو أبخرة المواد لدرجة حرارة مرتفعة أو تعريضها لضغط منخفض فكل مما يأتى صحيح عدا أنها ....

(أ) تنصهر (ب) تشع ضوء (جـ) تطلق طيف إنبعاث (د) تطلق طيف خطى

الإجابة

(أ) لأن الغازات لا تنصهر

ملحوظة: عند امتصاص الماده الصلبة للحرارة يحدث لها انصهار، السوائل يحدث لها تبخر اما الغازات فانها تستغل الطاقة الممتصة فى الاثارة (الطيف) أو التأين.

3 أيًا مما يأتى ليس من خواص الطيف الخطى؟

(أ) ينتج من إثارة الذرات (ب) لا يوجد عنصران لهما نفس الخطوط الملونة

(جـ) يتكون من خطوط ملونة متلاصقة

(د) ينتج عند عودة الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى أقل

الإجابة

(جـ) لأن الطيف الخطى يتكون من خطوط ملونة متباعدة وليست متلاصقة وتفصل بينها مسافات معتمة.

4 عندما ينتقل الإلكترون من المستوى (K) إلى المستوى (M) فإنه يكتسب .... من الطاقة؟

(أ) ½ كم (ب) ١ كم (جـ) ٢ كم (د) ٣ كم

الإجابة

(ب) لأن الكم لا يتضاعف ولا يتجزأ ، ولكي ينتقل الإلكترون من المستوى الأول للثانى يحتاج لكم من الطاقة ولكي ينتقل من المستوى الاول للسابع يحتاج لكم من الطاقة (لاحظ لم نقول يحتاج لسبعة كوانتم من الطاقة) ولكن كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى الأول للثانى أقل بكثير من الكم اللازم لنقله من الأول للسابع وذلك لأن الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساوى.

5 كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى (K) إلى المستوى (L) .... كم الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من المستوى (L) إلى المستوى (M).

(أ) أكبر من (ب) أقل من (جـ) يساوى (د) نصف

الإجابة

(أ) لأن الفرق فى الطاقة بين المستويات المتتالية يقل كلما ابتعدنا عن النواة.

6 إذا أمتص الإلكترون كماً من الطاقة فإنه ينتقل إلى ....

(أ) جميع مستويات الطاقة الأعلى (ب) مستوى طاقة أعلى يتناسب مع كمية الطاقة الممتصة

(جـ) جميع مستويات الطاقة الأقل (د) مستوى طاقة أقل يتناسب مع كمية الطاقة الممتصة

الإجابة

(ب) لأن امتصاص الطاقة ينقل الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى بينما فقد كم من الطاقة ينقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى مستوى طاقة أقل.

7 كمية الطاقة التى يشعها أو يمتصها الإلكترون عند إنتقاله من مستوى طاقة لآخر تساوى ....

(أ) طاقة الذرة

(ب) الفرق بين طاقة المستويين اللذان انتقل بينهما الإلكترون

(جـ) طاقة المستوى المنتقل إليه الإلكترون (د) طاقة المستوى المنتقل منه الإلكترون

الإجابة

(ب) لأن الكم هو مقدار الطاقة اللازم لنقل الإلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر ويساوى الفرق فى الطاقة بين المستويين الذى ينتقل بينهما الإلكترون.

8 إذا اكتسب الإلكترون نصف كماً من الطاقة فإنه ....

(أ) ينتقل من مستوى أعلى إلى مستوى أقل (ب) ينتقل من مستوى أقل إلى مستوى أعلى

(جـ) يظل فى مستواه (د) تصبح الذرة مثارة

الإجابة

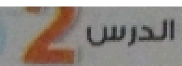
(جـ) لأن هذه الطاقة لا تكفى لنقل الإلكترون إلى مستوى طاقة آخر لأنها لا تساوى الفرق فى الطاقة بين المستويين وبالتالى يظل الإلكترون فى مكانه.

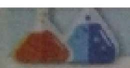
9 ينشأ الطيف الخطى المرئى للهيدروجين عند عودة الإلكترونات المثارة إلى المستوى ....

(أ) K (ب) L (جـ) M (د) N

الإجابة

(ب) لأن عند دراسة الطيف الخطي للهيدروجين وجد أن جميع الخطوط الملونه تقابل عودة الإلكترون من المستوى السادس، الخامس، الرابع أو الثالث إلى مستوى الطاقة الثانى بينما الإشعاع الناتج من عودة الإلكترون من L ← K يقع ضمن منطقة الأشعة الغير مرئية.





10 عند مقارنة موضع الإلكترون فى حالتة المستقرة بموضعه فى حالته المثارة فإنه يكون ....

(أ) أقرب للنواة (ب) أبعد عن النواة

(جـ) على نفس البعد (د) لاتوجد علاقة

الإجابة

(أ) لأن الإلكترون المثار ينتقل لمستوى أعلى أى يبتعد عن النواة.

11 الإلكترون المثار يكون ....

(أ) أقرب إلى النواة من الإلكترون المستقر (ب) يوجد بين مستويات الطاقة

(جـ) أكثر استقراراً من وضعه الأصلى (د) أبعد عن النواة من الإلكترون المستقر

الإجابة

(د) لأنه طبقًا لنموذج بور فإن الذرة تكون مستقرة عندما يدور الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة له وعندما يكتسب الإلكترون طاقة فإنه ينتقل إلى مستوى طاقة أعلى فيصبح إلكترون مثار.

12 أى الإنتقالات الإلكترونية التالية فى ذرة الهيدروجين تعطى خط طيفى ملون له أقل طول موجى؟

(أ) من المستوى الثالث إلى المستوى الثانى (ب) من المستوى الرابع إلى المستوى الثانى

(جـ) من المستوى الخامس إلى المستوى الثانى (د) من المستوى السادس إلى المستوى الثانى

الإجابة

(د) لأن الطول الموجى يتناسب عكسى مع الطاقة والإنتقال من المستوى السادس للثانى يعطى طيف له أعلى طاقة (لأن الفرق فى الطاقة بين المستويين كبير) وبالتالى يكون له اقل طول موجى.

13 أى الإنتقالات الآتية للإلكترون تطلق أكبر قدر من الطاقة؟

(أ) من المستوى K إلى المستوى N (ب) من المستوى M إلى المستوى N

(جـ) من المستوى P إلى المستوى K (د) من المستوى Q إلى المستوى O

الإجابة

(جـ) لأن انطلاق الطاقة يكون عند عودة الإلكترون من مستوى أعلى لمستوى أقل بينما امتصاص الطاقة تكون عند الإنتقال من مستوى أقل لمستوى أعلى وأكبر طاقة منطلقة تكون بين مستويين بينهما أكبر فرق فى الطاقة.

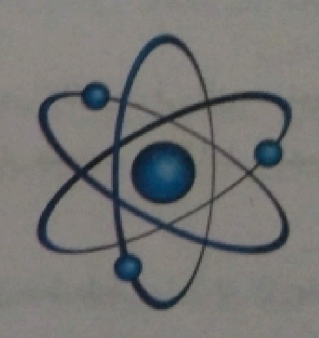
14 **عندما ينتقل الإلكترون من المستوى N ← M فإنه يكتسب طاقة ....**

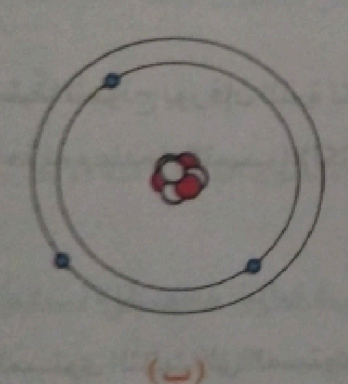
(أ) أكبر من فرق الطاقة بين M , L
(ب) أصغر من فرق الطاقة بين Q , P
(جـ) مساوية لفرق الطاقة بين O , N
(د) أكبر من فرق الطاقة بين P , O

الإجابة

(د): لأن الفرق فى الطاقة يقل كلما ابتعدنا عن النواة وبالتالى يكون الفرق فى الطاقة بين المستوى M و N أكبر من فرق الطاقة بين P و O.

15 **أياً من الأشكال التالية يوضح نموذج ذرة بور، مع ذكر القصور الظاهر من الشكل حسب نظريته؟**


(أ)


(ب)

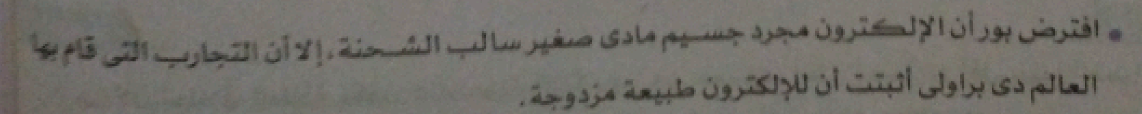
الإجابة

(ب): الشكل (ب) يوضح نموذج ذرة بور، حيث انه افترض أن الذرة مسطحة بسبب دوران الإلكترون فى مسار دائرى مستوى.

النظرية الذرية الحديثة

- قامت النظرية الذرية الحديثة على تعديلات أساسية على أوجه القصور فى نموذج ذرة بور.

١ الطبيعة المزدوجة للإلكترون (دى براولى):



- افترض بور أن الإلكترون مجرد جسيم مادى صغير سالب الشحنة، إلا أن التجارب التى قام بها العالم دى براولى أثبتت أن للإلكترون طبيعة مزدوجة.

➤ **الطبيعة المزدوجة للإلكترون:** الإلكترون جسيم مادى له خواص موجية.



٢ مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج:

- افترض بور إمكانية تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة، إلا أن العالم هايزنبرج باستخدام قوانين ميكانيكا الكم توصل إلى استحالة حدوث ذلك عملياً، وبالتالى فإن التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب وهو ما أطلق عليه مبدأ عدم التأكد.

تعريف مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

- يستحيل عملياً تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة وإن هذا يخضع لقوانين الاحتمالات.

٣ المعادلة الموجية لشرودنجر:

- تمكن العالم النمساوى شرودنجر بناءً على أفكار كل من بلانك وأينشتين ودى براولى وهايزنبرج من:

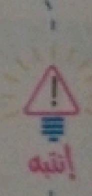
(أ) تأسيس النظرية الميكانيكية الموجية للذرة.

(ب) وضع المعادلة الموجية التى تطبق على حركة الإلكترون فى الذرة.

- عن طريق حل المعادلة الموجية رياضياً أمكن:

(١) تحديد مستويات الطاقة المسموح بها للإلكترونات. (٢) إيجاد أعداد الكم الأربعة.

(٣) تحديد المنطقة حول النواة التى يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترونات فى كل مستوى طاقة.



- قد غيرت المعادلة الموجية مفهومنا لحركة الإلكترون حول النواة فبعد أن كنا نعرف أن الإلكترون يدور فى مدارات ثابتة ومحددة حول النواة وان الفراغات بين هذه المدارات مناطق محرمة تماماً على الإلكترونات، تم استخدام مفاهيم جديدة لوصف مكان الإلكترون مثل السحابة الإلكترونية والأوربيتال.

تعريفات

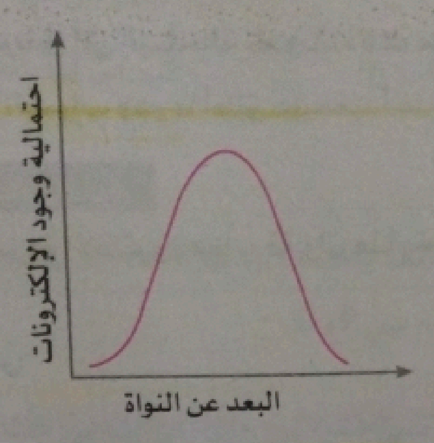
- **السحابة الإلكترونية:** هى مناطق الفراغ المحيطة بالنواة والتى يحتمل تواجد الإلكترون فيها فى جميع الأبعاد والأتجاهات.
- **الأوربيتال:** هى مناطق داخل السحابة الإلكترونية ويزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها.

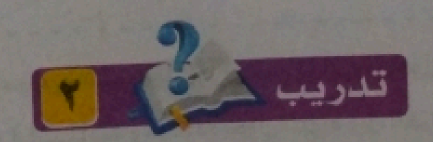
المدار فى مفهوم بور:

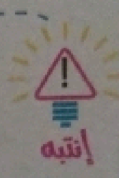
- هو مسار دائرى وهمى محدد وثابت تدور فيه الإلكترونات حول النواة، والمناطق بين المدارات محرمة تماماً على دوران الإلكترون.

الأوربيتال فى مفهوم المعادلة الموجية :

- هى مناطق الفراغ حول النواة يزيد فيها احتمالية تواجد الإلكترون فى جميع الأبعاد والأتجاهات.







◄ سميت السحابة الإلكترونية بهذا الإسم بسبب حركة الإلكترون فى الفراغ المحيط بالنواة بجميع الإتجاهات والأبعاد.

تدريب ٢

1 من تعديلات شرودنجر على نموذج بور ....

(أ) تدور الإلكترونات فى مستويات الطاقة فقط

(ب) المناطق بين المستويات محرمة لدوران الإلكترون

(جـ) تدور الإلكترونات قرباً وبعداً عن النواة

(د) عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة

الإجابة

(جـ) لأن العالم بور افترض أن الإلكترون يدور فى مسار دائري والمسافات بين المستويات مناطق محرمة على الإلكترون ولكن العالم شرودنجر استطاع استبدال مفهوم المدار بالسحابة الإلكترونية وهى عبارة عن حيز من الفراغ حول النواة تدور فيه الإلكترونات قرباً وبعداً عن النواة وليس مجرد خط ثابت يلتزم به الإلكترون عند الدوران.

2 « للإلكترون طبيعة مزدوجة » كل مما ياتى صحيح بالنسبة لهذا الفرض ما عدا ....

(أ) يمكن لشعاع من الإلكترونات أن ينعكس وينكسر

(ب) يعد من أهم مميزات نموذج بور الذرى

(جـ) يعد من أسس النظرية الذرية الحديثة

(د) للإلكترون كمية تحرك وكتلة وسرعة

الإجابة

(ب) لأن بور افترض أن الإلكترون مجرد جسيم مادى سالب الشحنة وأهمل طبيعته الموجية.

3 عالج هايزنبرج قصوراً عند بور هو ....

(أ) يستحيل عملياً تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة

(ب) للإلكترون طبيعة مزدوجة

(جـ) يمكن تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً بدقة

(د) ذرة الهيدروجين مسطحة

الإجابة

(جـ) لأن العالم هايزنبرج وضع مبدأ عدم التأكد والذى ينص على انه يستحيل عملياً تحديد موقع وسرعة الإلكترون معاً وبدقة فى نفس الوقت حيث التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب للصواب.

3 أعداد الكم

• أعطى الحل الرياضى للمعادلة الموجية لشرودنجر أربعة أعداد سميت بأعداد الكم.

يلزم لتحديد طاقة الإلكترون فى الذرة عديدة الإلكترونات، معرفة أعداد الكم الأربعة التى تصفه وهى

١ عدد الكم الرئيسى (n)

• اكتشفه العالم بور واستخدمه فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين.

• هو عدد يصف بعد الإلكترون عن النواة.

أهميته:

(أ) تحديد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية

"عددها سبعة فى أثقل الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة ($n = 1 \rightarrow 7$)"

رمز المستوى	K	L	M	N	O	P	Q
رتبة المستوى	1	2	3	4	5	6	7

(ب) تحديد عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسى من خلال العلاقة ($2n^2$).

"حيث (n) تعبر عن رقم (رتبة) مستوى الطاقة الرئيسى"

رمز المستوى	رتبة المستوى (n)	عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى
K	1	$2 \times 1^2 = 2\ e^-$
L	2	$2 \times 2^2 = 8\ e^-$
M	3	$2 \times 3^2 = 18\ e^-$
N	4	$2 \times 4^2 = 32\ e^-$

ملحوظة هامة

(١) لا تنطبق العلاقة ($2n^2$) على مستويات الطاقة الأعلى من المستوى الرابع والسبب فى ذلك أن الذرة تصبح غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات فى أى مستوى عن ٣٢ إلكترون.

(٢) عدد الكم الرئيسى دائماً يكون عدد صحيح (1, 2, 3, ...) ولا يأخذ قيمة الصفر أو الكسر أو قيمة سالبة والسبب فى ذلك انه يعبر عن رتبة المستوى.

(٣) تزداد طاقة الإلكترون بزيادة عدد الكم الرئيسى (n).

(٤) الطاقة الكلية للإلكترون = طاقة وضع الإلكترون + طاقة حركة الإلكترون

وبزيادة قيمة (n):

- تزداد الطاقة الكلية للإلكترون.
- تزداد طاقة وضع الإلكترون.
- تقل طاقة حركة الإلكترون وتقل سرعته وتقل القوة الطاردة المركزية المؤثرة عليه.

٢ عدد الكم الثانوى (ℓ)

- اكتشفه العالم سمرفيلد عندما استخدم مطياف ذو قوة تحليلية أعلى من مطياف بور، حيث وجد أن كل خط طيف رئيسى يتكون من عدة خطوط طيفية رفيعة ملونة تساوى رقمه وتمثل إنتقال الإلكترونات بين مستويات متقاربة فى الطاقة (المستويات الفرعية).
- يوجد بكل مستوى طاقة رئيسى عدد من المستويات الفرعية تساوى رقمه.
- تسمى المستويات الحقيقية للطاقة فى الذرة بالمستويات الفرعية (تحت مستويات الطاقة).

أهميته:

- يستخدم فى تحديد مستويات الطاقة الفرعية الموجودة فى كل مستوى طاقة رئيسى.
- يصف أشكال السحابة الإلكترونية للمستويات الفرعية.

"يمثل عدد الكم الثانوى بقيم عددية صحيحة تتراوح مابين [0 : (n - 1)]"

قيمة عدد الكم الثانوى له (ℓ) [0 : (n - 1)]	رمز المستوى الفرعى
0	s
1	p
2	d
3	f

ملحوظة هامة



(١) تختلف مستويات الطاقة الفرعية لنفس مستوى الطاقة الرئيسى عن بعضها اختلافاً بسيطاً فى الطاقة ويمكن ترتيبها من حيث الطاقة كالتالى: $f > d > p > s$.

- حيث المستوى الفرعى (s) هو الأقل فى الطاقة.
- حيث المستوى الفرعى (f) هو الأعلى فى الطاقة.

(٢) تختلف طاقة المستوى الفرعى باختلاف مستوى الطاقة الرئيسى المتواجد فيه فمثلًا:

- طاقة المستوى الفرعى (s) فى المستوى الرئيسى الثانى أعلى من طاقة المستوى الفرعى (s) فى المستوى الرئيسى الأول.

الجدول التالى يوضح العلاقة بين مستوى الطاقة الرئيسى وعدد الكم الرئيسى (n) وقيم عدد الكم الثانوى (ℓ):

مستوى الطاقة الرئيسى	عدد الكم الرئيسى	مستويات الطاقة الفرعية	قيم عدد الكم الثانوى (ℓ)
k	1	1s	0
L	2	2s	0
		2p	1
M	3	3s	0
		3p	1
		3d	2
N	4	4s	0
		4p	1
		4d	2
		4f	3

٣ عدد الكم المغناطيسى (m_ℓ)

أهميته:

(١) يحدد عدد الأوربيتالات فى كل مستوى فرعى من خلال العلاقة ($2\ell+1$).

(٢) يحدد الأتجاهات الفراغية للأوربيتالات.

(٣) يصف شكل ورقم الأوربيتال الذى يوجد به الإلكترون.

ملحوظة هامة

(١) عدد الأوربيتالات فى كل مستوى فرعى دائماً يكون عدد فردى.

(٢) عدد الأوربيتالات فى كل مستوى طاقة رئيسى يساوى مربع رقمه (n^2).

(٣) يمثل عدد الكم المغناطيسى بقيم صحيحة تتراوح ما بين ($-\ell,...,0,...,+\ell$).

(٤) أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد متشابهة فى الشكل والطاقة والحجم ومختلفة فى الاتجاه الفراغى.

معلومات متضمنة

• الأوربيتال الواحد يمتلئ بـ ٢ إلكترون ، ولذلك المستوى الفرعى s يتشبع بـ ٢ إلكترون (لأنه يتكون من أوربيتال واحد) ، والمستوى الفرعى p يتشبع بـ ٦ إلكترون (لأنه يتكون من ثلاثة أوربيتالات) ، والمستوى الفرعى d يتشبع بـ ١٠ إلكترون (لأنه يتكون من خمسة أوربيتالات) ، والمستوى الفرعى f يتشبع بـ ١٤ إلكترون (لأنه يتكون من سبعة أوربيتالات) .

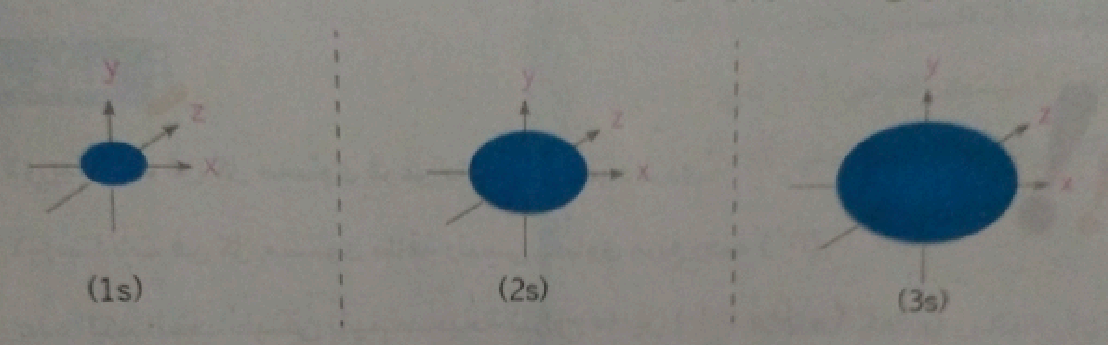
عدد الإلكترونات	عدد الأوربيتالات	المستوى الفرعى
2	1	s
6	3	p
10	5	d
14	7	f



الشكل الفراغى للأوربيتالات

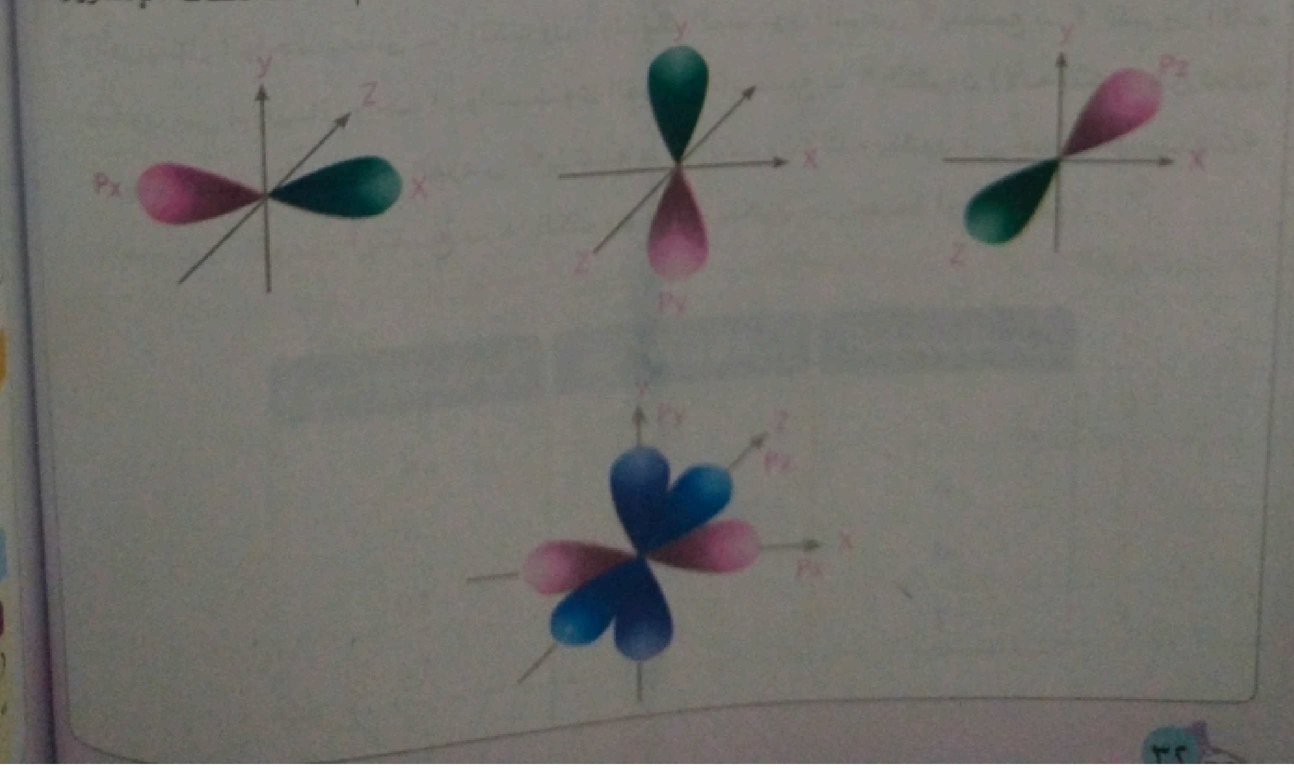
١ المستوى الفرعى (s):

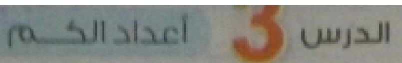
- يتكون من أوربيتال واحد وشكله كروى متماثل حول النواة .
- أوربيتالات المستويات الفرعية (s) كلها كروية وتزداد أحجامها بزيادة عدد الكم الرئيسى.
فمثلاً أوربيتال المستوى الفرعى (s) الموجود فى مستوى الطاقة الثانى أكبر حجماً من أوربيتال المستوى الفرعى (s) الموجود فى مستوى الطاقة الأول.



٢ المستوى الفرعى (p):

- يتكون من ثلاثة أوربيتالات متعامدة حيث تتخذ محاورها الأتجاهات الفراغية الثلاثة x, z, y ولذلك يرمز لها بالرموز P_x, P_z, P_y.
- الأوربيتال الواحد عبارة عن كمثرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية.





٣ المستوى الفرعي (d):

- يتكون من خمسة أوربيتالات ، الشكل الفراغي لها معقد .

٤ المستوى الفرعي (F):

- يتكون من سبعة أوربيتالات ، الشكل الفراغي لها كعنقود العنب وشكلها معقد .

الجدول التالي يوضح العلاقة بين عدد الكم الرئيسي (n) وعدد الكم الثانوي (ℓ) وعدد الكم المغناطيسي (m_ℓ):

عدد الكم المغناطيسي (m_ℓ) (-ℓ,...,0,...,+ℓ)	عدد الكم الثانوي (ℓ)	المستويات الفرعية	عدد الكم الرئيسي (n)	مستوى الطاقة الرئيسي
0	0	1s	1	k
0	0	2s	2	L
-1,0,+1	1	2p		
0	0	3s	3	M
-1,0,+1	1	3p		
-2,-1,0,+1,+2	2	3d		
0	0	4s	4	N
-1,0,+1	1	4p		
-2,-1,0,+1,+2	2	4d		
-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	3	4f		

٤ عدد الكم المغزلي (m_s)

للإلكترون حركتان

دورانية حول النواة

مثل

(دوران الأرض حول الشمس)

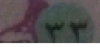
" تسبب استقرار الذرة " .

مغزلية حول محوره

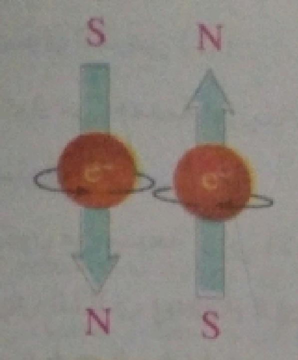
مثل

(دوران الأرض حول محورها)

" ينشأ عنها المجال المغناطيسي للذرة " .



عدد الكم المغزلى:



الحركة المغزلية لإلكتروني الأوربيتال الواحد

- هو عدد يحدد نوعية حركة الإلكترون المغزلية حول محوره فى الأوربيتال ، فقد تكون.

(أ) مع اتجاه حركة عقارب الساعة (↑) وتكون قيمة (m_s) له تساوى ($+\frac{1}{2}$).

(ب) عكس اتجاه حركة عقارب الساعة (↓) وتكون قيمة (m_s) له تساوى ($-\frac{1}{2}$).

احتمالات تواجد الأوربيتال:

(١) **أوربيتال فارغ** ☐ : هو أوربيتال لايحتوى على أى إلكترون .

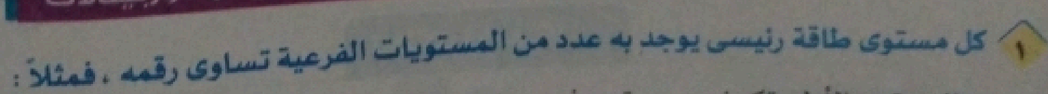
(٢) **أوربيتال نصف ممتلئ** ↑ : هو أوربيتال يحتوى على إلكترون واحد.

(٣) **أوربيتال تام الأمتلاء** ⇅ : هو أوربيتال يحتوى على إلكترونين .

ملحوظة هامة

(١) ينشأ عن دوران الإلكترون حول محوره مجال مغناطيسى ولذلك يعمل الإلكترون كمغناطيس صغير.

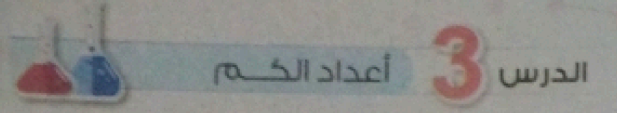
(٢) لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من إلكترونين وبالرغم من أن إلكترونى الأوربيتال الواحد يحملان نفس الشحنة إلا أنهما لا يتنافران !! والسبب فى ذلك أن نتيجة دوران الإلكترون حول محوره فى اتجاه معين ينشأ له مجال مغناطيسى يعاكس المجال المغناطيسى الناشئ عن دوران الإلكترون الأخر حول محوره مما يقلل قوي التنافر بينهما، ويقال أنهما فى حالة إزدواج (⇅).



العلاقة بين مستوى الطاقة الرئيسى والمستويات الفرعية والأوربيتالات

(١) **كل مستوى طاقة رئيسى يوجد به عدد من المستويات الفرعية تساوى رقمه ، فمثلاً :**

- المستوى الأول يتكون من مستوى فرعى واحد.
- المستوى الثانى يتكون من مستويين فرعيين.
- المستوى الثالث يتكون من ثلاثة مستويات فرعية.
- المستوى الرابع يتكون من أربعة مستويات فرعية.



٢ عدد الأوربيتالات فى كل مستوى طاقة رئيسى يساوى مربع رقمه (n^2) ، فمثلاً :

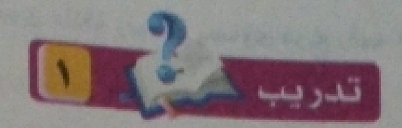
- المستوى الأول يتكون من أوربيتال واحد.
- المستوى الثانى يتكون من أربعة أوربيتالات.
- المستوى الثالث يتكون من تسعة أوربيتالات.
- المستوى الرابع يتكون من ستة عشر أوربيتال .

٣ عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسى تساوى ضعف مربع رقمه ($2n^2$)، فمثلًا:

- المستوى الأول يتشبع بـ 2 إلكترون.
- المستوى الثانى يتشبع بـ 8 إلكترون.
- المستوى الثالث يتشبع بـ18 ألكترون.
- المستوى الرابع يتشبع بـ32 إلكترون.

٤ عدد الأوربيتالات فى كل مستوى طاقة فرعى يساوى ($2\ell+1$) :

مستوى الطاقة الرئيسى	عدد الكم الرئيسى	مستويات الطاقة الفرعية	عدد الكم الثانوى	عدد الأوربيتالات بكل مستوى فرعى	عدد إلكترونات تشبع كل مستوى فرعى	عدد إلكترونات تشبع كل مستوى طاقة رئيسى
K	1	1s	0	1	2	2
L	2	2s	0	1	2	8
		2p	1	3	6	
M	3	3s	0	1	2	18
		3p	1	3	6	
		3d	2	5	10	
N	4	4s	0	1	2	32
		4p	1	3	6	
		4d	2	5	10	
		4f	3	7	14	



1 من القيم المحتملة لعدد الكم الرئيسى (n) ....

(أ) 2 - (ب) 3 (جـ) ½ (د) 0

الإجابة

(ب) لأنه يأخذ قيم صحيحة موجبة ولا يأخذ قيمة الصفر.

2 أوربيتالات المستوى الفرعى 2p تتفق فيما يلى ما عدا ....

(أ) الشكل (ب) الطاقة (جـ) الاتجاه (د) الحجم

الإجابة

(جـ) لأن المستوى الفرعى p يتكون من ثلاثة أوربيتالات متشابهة فى الشكل والطاقة والحجم ولكن تخلف فى الاتجاهات الفراغية حيث ينتشر كل أوربيتال فى بعد فراغى مختلف عن الأوربيتالين الأخرين (p_x , p_y , p_z).

3 مستويات الطاقة الفرعية فى كل مستوى طاقة رئيسى ....

(أ) متساوية فى الطاقة (ب) متشابهة فى الشكل

(جـ) متقاربة فى الطاقة (د) تتشبع بنفس عدد الإلكترونات

الإجابة

(جـ) لأنها توجد فى نفس مستوى الطاقة الرئيسى لذلك فهى متقاربة فى الطاقة.

4 تتفق المستويات الفرعية 1s ، 2s ، 3s فى ....

(أ) الطاقة (ب) الشكل (جـ) قيمة ℓ (د) ب و جـ معاً

الإجابة

(د) لأن المستوى الفرعى (s) عبارة عن أوربيتال واحد فقط له شكل كروي متماثل وقيمة عدد الكم الثانوى لأى مستوى (s) هى صفر بينما تختلف الطاقة نتيجة تواجدهم فى مستويات رئيسية مختلفة.



5 وجه الاختلاف بين الأوربيتاليين $2p_x$, $2p_z$ يكون فى ....

(أ) الطاقة (ب) الحجم (جـ) الاتجاه الفراغى (د) السعة الإلكترونية

الإجابة

(جـ) لأن المستوى الفرعى ($2p$) يتكون من ثلاثة أوربيتالات متشابهة فى الحجم والطاقة والسعة الإلكترونية ولكن تختلف فى الاتجاهات الفراغية حيث ينتشر كل أوربيتال فى بعد فراغى مختلف عن الأوربيتاليين الأخرين (p_x , p_z , p_y).

6 المستويان الفرعيان $3s$, $3p$ يكونان ....

(أ) متساويان فى الطاقة ومتشابهان فى الشكل (ب) متساويان فى الطاقة ومختلفان فى الشكل

(جـ) متقاربان فى الطاقة ومتشابهان فى الشكل (د) متقاربان فى الطاقة ومختلفان فى الشكل

الإجابة

(د) متقاربان فى الطاقة لأن المستويات الفرعية التى توجد فى نفس المستوى الرئيسى متقاربة فى الطاقة ومختلفة فى الشكل لأن أوربيتالات (s) لها شكل كروي متماثل والذي يختلف عن شكل أوربيتالات (p) الكمثرية.

7 الإلكترونات الموجودة فى مستوى الطاقة K ....

(أ) تتفق فى عدد الكم (n) فقط (ب) تتفق فى عدد الكم (ℓ) فقط

(جـ) تتفق فى عدد الكم (m_ℓ) فقط (د) تختلف فى عدد الكم (m_s)

الإجابة

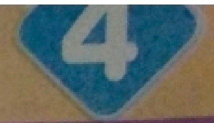
(د) لأنها تتفق فى عدد الكم الرئيسى والثانوى والمغناطيسي وتختلف فى المغزلي.

8 يمكن حساب عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة فرعى من خلال العلاقة ....

(أ) $2\ell + 1$ (ب) $2(2\ell + 1)$ (جـ) n^2 (د) $2n^2$

الإجابة

(ب) لأن عدد الإلكترونات فى أى مستوى فرعي يساوي ضعف عدد الأوربيتالات لأن كل أوربيتال يتسع لإلكترونين فقط وعدد الأوربيتالات فى المستوى الفرعى يتحدد من العلاقة ($2\ell + 1$) وبالتالى فإن ضعفها هو عدد الإلكترونات.

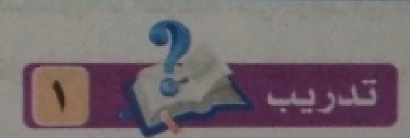


١ مبدأ الاستبعاد لباولى :

- لا يتفق إلكترونان فى ذرة واحدة فى نفس أعداد الكم الأربعة.

الجدول التالى يوضح اتفاق إلكترونى المستوى الفرعى 3s فى قيم أعداد الكم (n , ℓ , m_ℓ) واختلافهما فى قيمتى عدد الكم المغزلى (m_s).

أعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+ ½
الإلكترون الثانى	3	0	0	- ½



- **أكتب أعداد الكم الأربعة المحتملة للإلكترون الثالث فى المستوى الفرعى 4d .**

$n = 4$ $\ell = 2$ $m_\ell = 0$ $m_s = + ½$

-2	-1	0	+1	+2
↑	↑	↑		

- **ما أوجه التشابه فى أعداد الكم بين الإلكترون الخامس فى المستوى الفرعى (2p) والإلكترون الثانى فى المستوى الفرعى (2s)؟**

- الإلكترون الخامس فى (2p)

-1	0	+1
⇅	⇅	↑

$n = 2$ $\ell = 1$ $m_\ell = 0$ $m_s = - ½$

- الإلكترون الثانى فى (2s)

0
⇅

$n = 2$ $\ell = 0$ $m_\ell = 0$ $m_s = - ½$

∴ أوجه التشابه فى عدد الكم الرئيسى (n) وعدد الكم المغناطيسى (m_ℓ) وعدد الكم المغزلى (m_s).

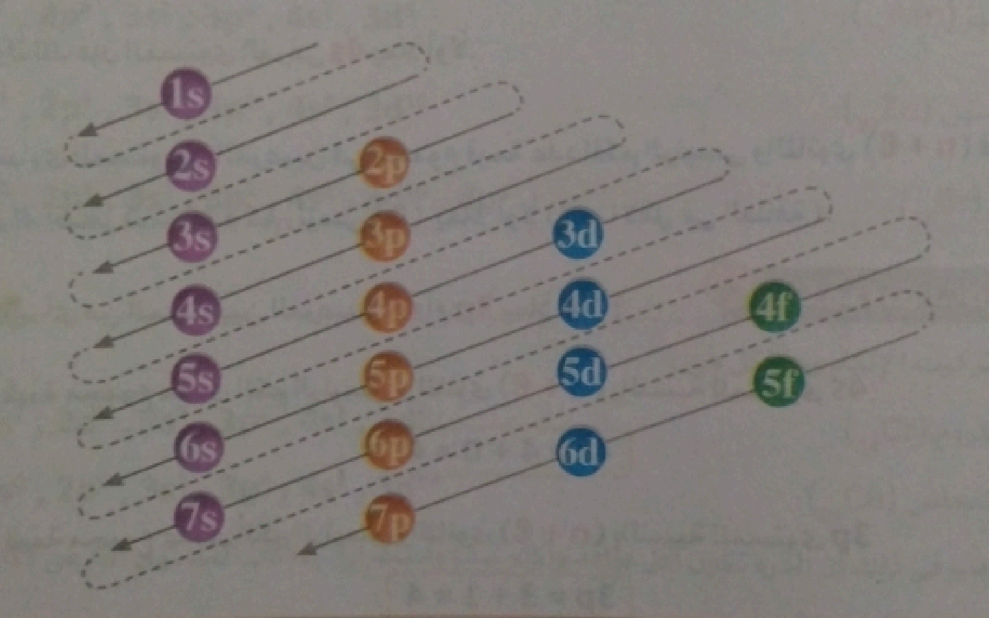
٢ مبدأ البناء التصاعدى

مفهومه

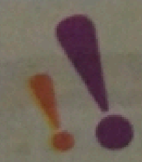
- لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى

◄ **تختلف المستويات الفرعية عن بعضها اختلافاً طفيفاً فى الطاقة ، ويتم ترتيبها تصاعدياً حسب الطاقة كالتالى:**

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p



ملحوظة هامة

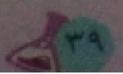


(١) المستوى الفرعى (s) يتكون من أوربيتال واحد ولذلك يمتلئ بـ 2 إلكترون.

(٢) المستوى الفرعى (p) يتكون من ثلاثة أوربيتالات ولذلك يمتلئ بـ 6 إلكترون.

(٣) المستوى الفرعى (d) يتكون من خمسة أوربيتالات ولذلك يمتلئ بـ 10 إلكترون.

(٤) المستوى الفرعى (f) يتكون من سبعة أوربيتالات ولذلك يمتلئ بـ 14 إلكترون.



فكرة ترتيب المستويات الفرعية من حيث الطاقة



المستوى الفرعى الذى يكون مجموع قيم عدد الكم الرئيسى والثانوى ($n + \ell$) له أقل يملأ بالإلكترونات أولاً:

- **مثال:** أى من المستويين الفرعيين 4s أم 3d يملأ أولاً؟

- قيمة مجموع عددى الكم الرئيسى والثانوى ($n + \ell$) بالنسبة للمستوى الفرعى 4s

$$4s = 4 + 0 = 4$$

- قيمة مجموع عددى الكم الرئيسى والثانوى ($n + \ell$) بالنسبة للمستوى الفرعى 3d

$$3d = 3 + 2 = 5$$

ولذلك فإن المستوى الفرعى 4s يملأ أولاً.

٢ إذا تساوى المستويين الفرعيين فى مجموع قيمة عدد الكم الرئيسى والثانوى ($n + \ell$) فإن المستوى الذى له أصغر قيمة عدد كم رئيسى (n) يملأ أولاً (لأنه الأقل فى الطاقة):

- **مثال:** أى من المستويين الفرعيين 4s أم 3p يملأ أولاً ؟

- قيمة مجموع عددى الكم الرئيسى والثانوى ($n + \ell$) بالنسبة للمستوى 4s

$$4s = 4 + 0 = 4$$

- قيمة مجموع عددى الكم الرئيسى والثانوى ($n + \ell$) بالنسبة للمستوى 3p

$$3p = 3 + 1 = 4$$

ولذلك فإن المستوى الفرعى 3p يملأ أولاً ، لأن عدد الكم الرئيسى (n) له هو الأقل.

معلومات متضمنة

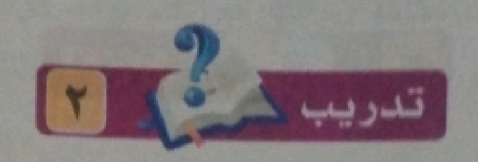
- بالنسبة للرقم الذى يسبق المستوى الفرعى يكون كالتالى:

(١) أول ظهور للمستوى الفرعى s يأخذ رقم (1).

(٢) أول ظهور للمستوى الفرعى p يأخذ رقم (2).

(٣) أول ظهور للمستوى الفرعى d يأخذ رقم (3).

(٤) أول ظهور للمستوى الفرعى f يأخذ رقم (4).



• وضح التركيب الإلكترونى للعناصر التالية وفقاً لمبدأ البناء التصاعدى.

① النيتروجين ($_{7}N$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

② الصوديوم ($_{11}Na$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$

③ الكالسيوم ($_{20}Ca$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$

④ المنجنيز ($_{25}Mn$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^5$

⑤ الخارصين ($_{30}Zn$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10}$

⑥ البروم ($_{35}Br$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^5$

معلومات متضمنة

• يشذ التركيب الإلكترونى لكل من :

(أ) الكروم ($_{24}Cr$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1 , 3d^5$

(ب) النحاس ($_{29}Cu$): $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1 , 3d^{10}$

◂ والسبب فى ذلك أن الذرة تكون أقل طاقة وأكثر ثباتاً واستقراراً ، إذا كان المستوى الفرعى (**3d**) نصف ممتلئ أو تام الأمتلاء.

كيفية كتابة التركيب الإلكترونى للأيون:

(أ) فى حالة الأيون الموجب يتم فقد عدد من الإلكترونات من المستوى الفرعى الأخير بالمستوى الرئيسى الأخير.

(ب) فى حالة الأيون السالب يضاف عدد من الإلكترونات إلى إلكترونات العنصر.



◂ تظل قيمة العدد الذرى ثابتة إنما يتغير عدد الإلكترونات.



- إذا علمت أن العدد الذرى لكل من $_{11}Na$, $_{20}Ca$, $_{7}N$

- أكتب التركيب الإلكترونى للأيونات التالية Na^{1+} , Ca^{2+} , N^{3-}

(Na^{1+}) $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$

(Ca^{2+}) $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$

(N^{3-}) $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$

٣ قاعدة هوند

مفهومة

- لا يحدث إزدواج بين إلكترونين فى مستوى فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً.

طريقة ملء أوربيتالات مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات وفقاً لقاعدة هوند

١ المستوى الفرعى الواحد يتكون من أوربيتالات متساوية فى الطاقة:

- **مثال:** المستوى الفرعى ($2p$) يتكون من ثلاثة أوربيتالات هى ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$) وهذه الأوربيتالات متساوية فى الطاقة.

$2p_x$	$2p_y$	$2p_z$

٢ يتم توزيع الإلكترونات فى أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد فرادى أولاً ، بحيث يكون اتجاه حركة الإلكترونات في نفس الأتجاه:

$3p^1$: ↑ | |

$3p^2$: ↑ | ↑ |

$3p^3$: ↑ | ↑ | ↑

٣ لا يحدث إزدواج فى أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد إلا بعد أن تشغل جميع أوربيتالاته فرادى أولاً ، بحيث كل إلكترونين مزدوجين حركتهما المغزلية تكون متعاكسة (⇅):

$3p^4$: ⇅ | ↑ | ↑

$3p^5$: ⇅ | ⇅ | ↑

$3p^6$: ⇅ | ⇅ | ⇅

٤ من الأفضل للإلكترون من حيث الطاقة أن يزدوج مع إلكترون آخر فى أوربيتال واحد فى نفس المستوى الفرعى بدلاً من أن ينتقل إلى أوربيتال فارغ فى المستوى الفرعى التالى الأعلى فى الطاقة:

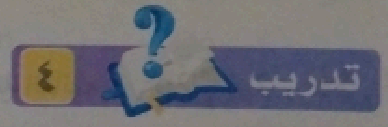
توزيع خطأ	توزيع صحيح	
$2s^1$ ↑ $1s^1$ ↑	$1s^2$ ⇅	($_2He$)

علل تفضل الإلكترونات أن تشغل أوربيتالات فرادى أولاً قبل أن تزدوج؟

ج لأن ذلك أفضل من حيث الطاقة حيث أن ازدواج إلكترونين فى أوربيتال واحد بالرغم من غزلهما المتعاكس ينشأ عنه قوى تنافر تعمل على عدم استقرار الذرة.

علل يفضل الإلكترون أن يزدوج مع إلكترون آخر فى أوربيتال واحد فى نفس المستوى الفرعى عن الانتقال إلى أوربيتال مستقل فى مستوى فرعى أعلى؟

ج لأن الطاقة اللازمة للتغلب على قوى التنافر بين الإلكترونين المزدوجين أقل من الطاقة اللازمة للانتقال إلى مستوى فرعى آخر أعلى فى الطاقة.



- **أكتب التركيب الإلكترونى للعناصر التالية وفقاً لقاعدة هوند.**

① الهيليوم ($_2He$): $1s^2$ ⇅

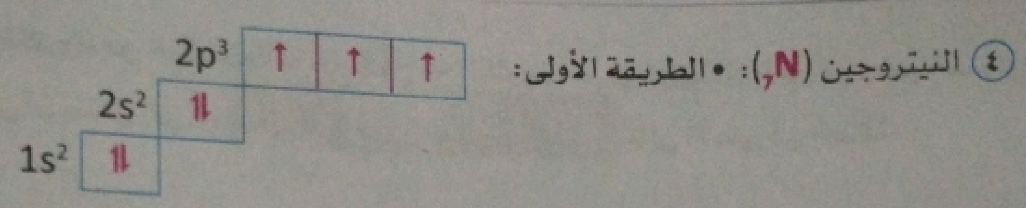
② الليثيوم ($_3Li$): $1s^2$ ⇅ ، $2s^1$ ↑

ملحوظة: بالنسبة للعناصر التى ينتهى توزيعها الإلكترونى بالمستوى الفرعى P يوجد طريقتين للتوزيع حسب قاعدة هوند.

③ الكربون ($_6C$): • الطريقة الأولى: $1s^2$ ⇅ ، $2s^2$ ⇅ ، $2p^2$ ↑ ↑ ☐

• الطريقة الثانية: $1s^2 , 2s^2 , 2p_x^1 , 2p_y^1$

④ النيتروجين ($_{7}N$): • الطريقة الأولى:



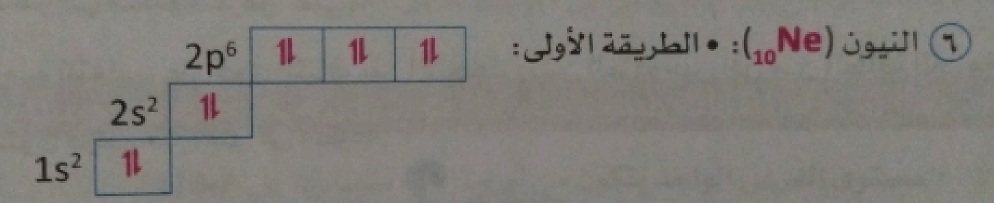
• الطريقة الثانية: $1s^2 , 2s^2 , 2p_x^1 , 2p_y^1 , 2p_z^1$

⑤ الأكسجين ($_{8}O$): • الطريقة الأولى:

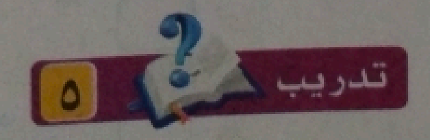
$2p^4$ / $2s^2$ / $1s^2$

• الطريقة الثانية: $1s^2 , 2s^2 , 2p_x^2 , 2p_y^1 , 2p_z^1$

⑥ النيون ($_{10}Ne$): • الطريقة الأولى:



• الطريقة الثانية: $1s^2 , 2s^2 , 2p_x^2 , 2p_y^2 , 2p_z^2$



1 ما عدد الإلكترونات المفردة الموجودة فى أيون الفانديوم ($_{23}V^{2+}$)؟

• التركيب الإلكترونى لذرة الفانديوم وهى فى حالتها المستقرة:

($_{23}V$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^3$

• التركيب الإلكترونى لأيون الفانديوم:

($_{23}V^{2+}$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^0 , 3d^3$

∴ عدد الإلكترونات المفردة تساوى 3 إلكترون.



2 توقع أعداد الكم المحتملة لإلكترونات التكافؤ لعنصر التيتانيوم ($_{22}Ti$).

- التركيب الإلكترونى لعنصر التيتانيوم:

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^2$

إلكترونى [⥮] $4s^2$

	الإلكترون الأول	الإلكترون الثانى
n	4	4
ℓ	0	0
$m_ℓ$	0	0
m_s	+ ½	- ½

إلكترونى [↑ ↑ _ _ _] $3d^2$

-2 -1 0 +1 +2

	الإلكترون الأول	الإلكترون الثانى
n	3	3
ℓ	2	2
$m_ℓ$	-2	-1
m_s	+ ½	+ ½

3 تكتسب ذرة الفوسفور 3 إلكترونات من ذرات الصوديوم لتكوين Na_3P ، أكتب أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأول والثالث من هذه الإلكترونات المكتسبة علماً بأن ($_{15}P$).

($_{15}P$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

$3p^3$ [↑ ↑ ↑]

(P^{-3}) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$

$3p^6$ [⥮ ⥮ ⥮]

-1 0 +1

◄ أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأول المكتسب.

$(n = 3 \ , \ \ell = 1 \ , \ m_\ell = -1 \ , \ m_s = -\frac{1}{2})$

◄ أعداد الكم الأربعة للإلكترون الثالث المكتسب.

$(n = 3 \ , \ \ell = 1 \ , \ m_\ell = 1 \ , \ m_s = -\frac{1}{2})$

4 أكتب التوزيع الإلكترونى لأيون النيكل ($_{28}Ni^{+2}$)، ثم أجب عما يأتى:

(أ) كم عدد الأوربيتالات المشغولة بالإلكترونات؟

(ب) كم عدد الأوربيتالات الممتلئة بالإلكترونات؟

(جـ) كم عدد الأوربيتالات التى تحتوى على إلكترونات مفردة؟

◄ التركيب الإلكترونى لذرة النيكل وهى فى حالتها المستقرة.

($_{28}Ni$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^8$

◄ التركيب الإلكترونى لأيون النيكل II.

(Ni^{+2}) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^0 , 3d^8$

(أ) 14 (ب) 12 (جـ) 2

5 ما العدد الذرى لعنصر آخر إلكترون فيه له أعداد الكم التالية؟

$(n = 3 \ , \ \ell = 2 \ , \ m_\ell = -2 \ , \ m_s = +\frac{1}{2})$

$3d^1$	↑				
	-2	-1	0	+1	+2

∴ التوزيع الإلكترونى لهذا العنصر يكون كالتالى.

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^1$

∴ العدد الذرى لهذا العنصر = 21 إلكترون.

◄ أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأول المكتسب.

$(n = 3 \; , \; \ell = 1 \; , \; m_\ell = -1 \; , \; m_s = -½)$

◄ أعداد الكم الأربعة للإلكترون الثالث المكتسب.

$(n = 3 \; , \; \ell = 1 \; , \; m_\ell = 1 \; , \; m_s = -½)$

4 أكتب التوزيع الإلكترونى لأيون النيكل ($_{28}Ni^{+2}$)، ثم أجب عما يأتى:

(أ) كم عدد الأوربيتالات المشغولة بالإلكترونات؟

(ب) كم عدد الأوربيتالات الممتلئة بالإلكترونات؟

(جـ) كم عدد الأوربيتالات التى تحتوى على إلكترونات مفردة؟

◄ التركيب الإلكترونى لذرة النيكل وهى فى حالتها المستقرة.

($_{28}Ni$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^8$

◄ التركيب الإلكترونى لأيون النيكل II.

(Ni^{+2}) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^0 , 3d^8$

(أ) 14 (ب) 12 (جـ) 2

5 ما العدد الذرى لعنصر آخر إلكترون فيه له أعداد الكم التالية؟

$(n = 3 \; , \; \ell = 2 \; , \; m_\ell = -2 \; , \; m_s = +½)$

$3d^1$	↑				
	-2	-1	0	+1	+2

∴ التوزيع الإلكترونى لهذا العنصر يكون كالتالى.

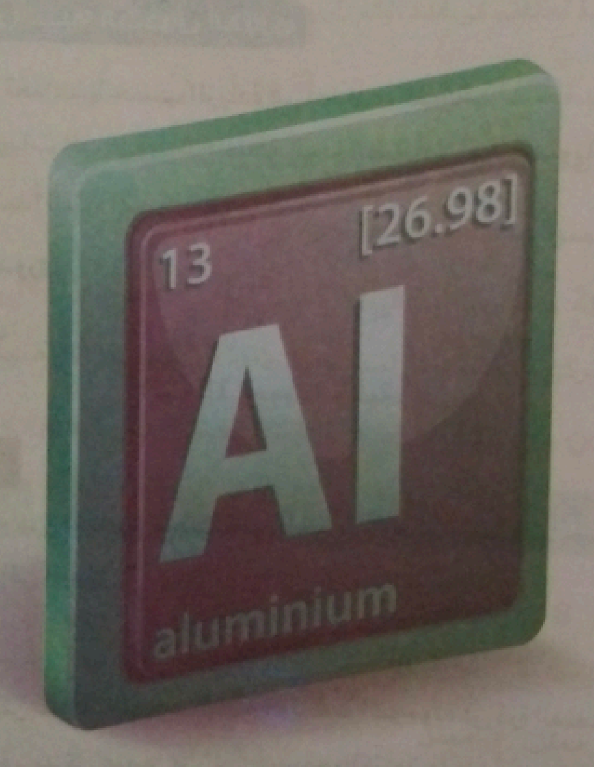
$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^1$

∴ العدد الذرى لهذا العنصر = 21 إلكترون.

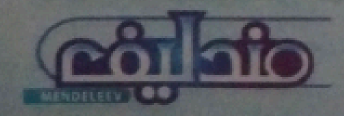
الجدول الدورى وتصنيف العناصر



الباب



محتويات الباب



الدرس



تعريف الجدول الدورى الحديث

- هو جدول رتبت فيه العناصر ترتيباً تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية.

الأساس الذى بنى عليه الجدول الدورى

(١) ترتيب العناصر تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية.

(٢) يتم ملء المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى حسب مبدأ البناء التصاعدى.

مكونات الجدول الدورى:

- يتكون الجدول من:

(أ) 7 دورات أفقية. (ب) 18 مجموعة رأسية.

الدورة الأفقية

- عبارة عن مجموعة من العناصر مختلفة فى الخواص ومرتبة تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية من اليسار إلى اليمين.

خصائصها:

1. رقم الدورة يدل على عدد مستويات الطاقة الرئيسية الموجودة فى ذرة العنصر.
2. فى الدورة الواحدة يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بإلكترون واحد.
3. تبدأ كل دورة بملء مستوى طاقة رئيسى جديد بالإلكترونات.
4. تبدأ كل دورة بعنصر من الفئة (s) وتنتهي بغاز خامل حيث يكتمل فيه امتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات.
5. عناصر الدورة الواحدة تتفق فى قيمة (n) فقط.

المجموعة الرأسية

- عبارة عن مجموعة من العناصر متشابهة فى الخواص ومرتبة تصاعدياً حسب الزيادة فى أعدادها الذرية من أعلى إلى أسفل.

خصائصها:

1. تحتوى كل مجموعة رأسية على مجموعة من العناصر تتشابه فيما بينها فى خواصها الكيميائية.
2. رقم المجموعة للعناصر الممثلة يدل على عدد الإلكترونات الموجودة فى مستوى الطاقة الأخير للذرة (إلكترونات التكافؤ).
3. عناصر المجموعة الواحدة تتشابه فى التركيب الإلكترونى لمستوى الطاقة الأخير.
4. عناصر المجموعة الواحدة تختلف فى عدد الكم الرئيسى وتتفق فى قيمة (ℓ) و (m_ℓ) و (m_s).

علل عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص؟

ج لأنها تحتوى على نفس العدد من الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير.

علل تشابه خواص عنصر الصوديوم $_{11}Na$ والبوتاسيوم $_{19}k$؟

ج ($_{11}Na$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ($_{19}k$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

وذلك بسبب تشابه التركيب الإلكترونى لمستوى الطاقة الخارجى فى كل منهما (s^1)

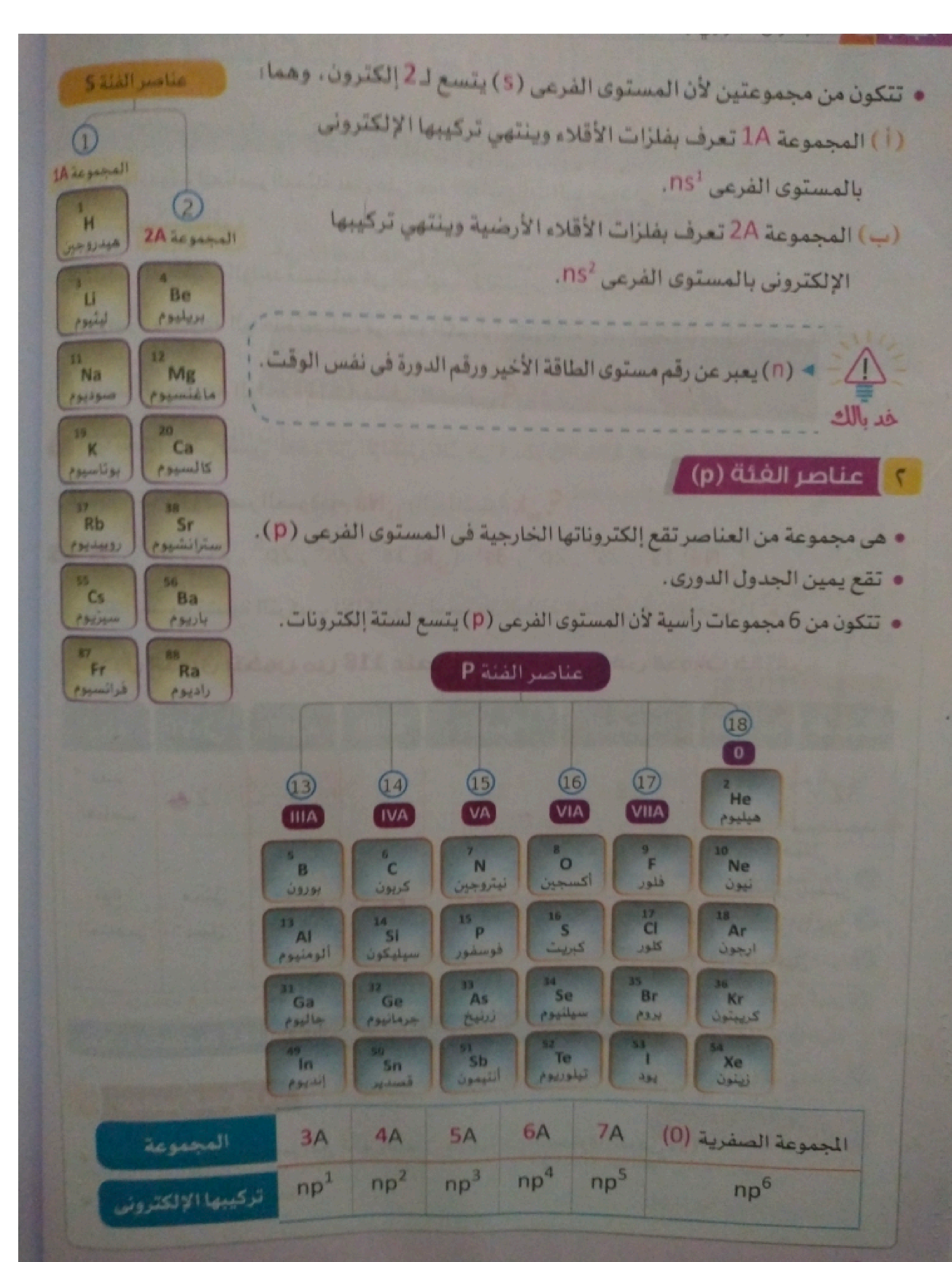
الجدول الدورى يتكون من 118 عنصر ويتم توزيعهم فى الدورات كالتالى:

الدورة	الأولى	الثانية	الثالثة	الرابعة	الخامسة	السادسة	السابعة
عدد العناصر	2	8	8	18	18	32	32
نوع العناصر	ممثل نبيل	ممثل نبيل	ممثل نبيل	ممثل إنتقالى رئيسى نبيل		ممثل إنتقالى رئيسى إنتقالى داخلى نبيل	

يمكن تقسيم العناصر فى الجدول الدورى إلى أربع فئات

١ عناصر الفئة (s)

- هى مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (s).
- تقع يسار الجدول الدورى.



- تتكون من مجموعتين لأن المستوى الفرعى (s) يتسع لـ 2 إلكترون، وهما:

(أ) المجموعة 1A تعرف بفلزات الأقلاء وينتهي تركيبها الإلكترونى بالمستوى الفرعى ns^1.

(ب) المجموعة 2A تعرف بفلزات الأقلاء الأرضية وينتهي تركيبها الإلكترونى بالمستوى الفرعى ns^2.

خد بالك

◄ (n) يعبر عن رقم مستوى الطاقة الأخير ورقم الدورة فى نفس الوقت.

٢ عناصر الفئة (p)

- هى مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (p).
- تقع يمين الجدول الدورى.
- تتكون من 6 مجموعات رأسية لأن المستوى الفرعى (p) يتسع لستة إلكترونات.

المجموعة	3A	4A	5A	6A	7A	المجموعة الصفرية (0)
تركيبها الإلكترونى	np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6



ملحوظة هامة

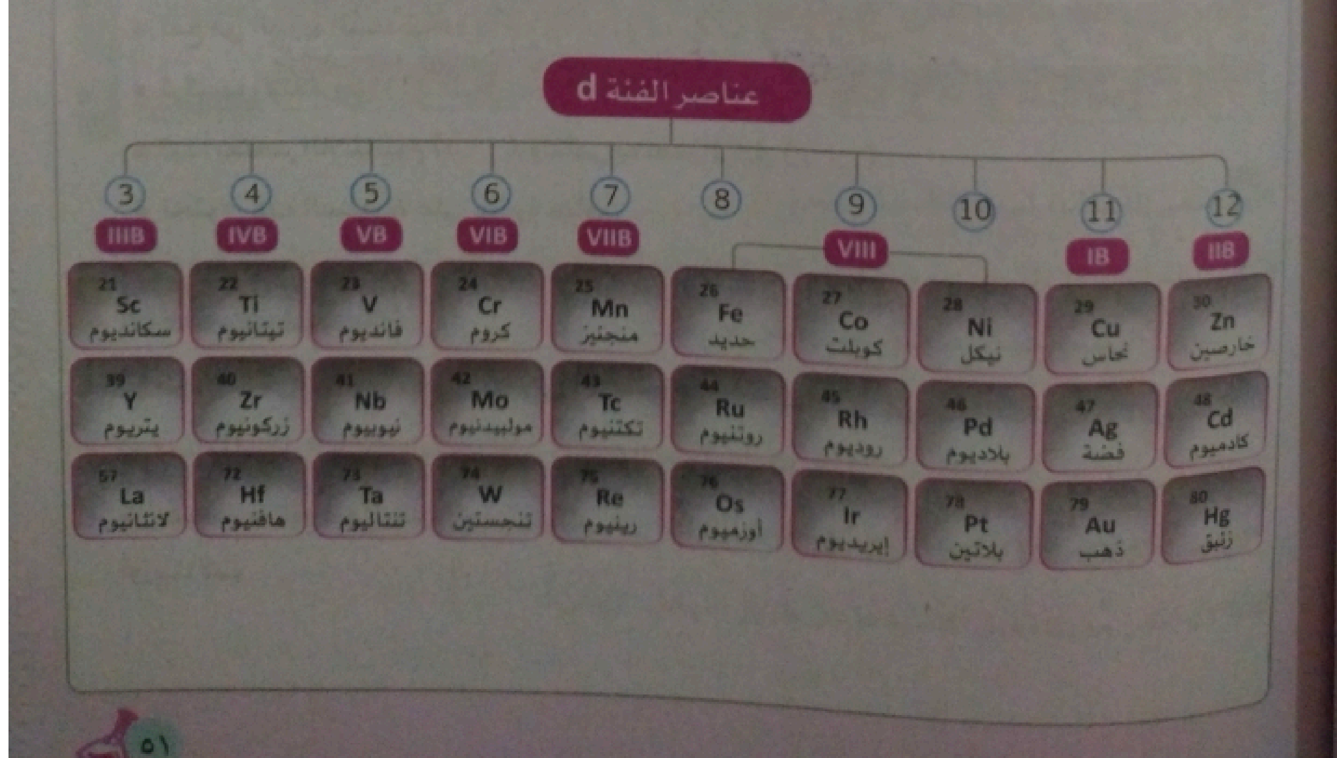
(١) يرمز لمجموعات الفئتين p , s بالرمز A باستثناء المجموعة الصفرية (0).

(٢) المجموعة الصفرية تعرف أيضاً بالغازات الخاملة (العناصر النبيلة) وجميع مستويات طاقتها الفرعية مكتملة بالإلكترونات.

(٣) تسمى عناصر الفئة (s) و (p) بالعناصر الممثلة باستثناء المجموعة الصفرية.

٣ عناصر الفئة (d)

- هى مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى (d).
- تقع وسط الجدول الدورى.
- تتكون من 10 أعمدة رأسية لأن المستوى الفرعى (d) يتسع لعشرة إلكترونات لأنه يتكون من خمسة أوربيتالات.
  - منها 7 أعمدة تخص المجموعات B.
  - منها 3 أعمدة تخص المجموعة الثامنة VIII.



تعرف عناصر الفئة (d) بالعناصر الإنتقالية الرئيسية وتنقسم إلى ثلاث سلاسل وهي

١ السلسلة الإنتقالية الأولى:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (3d) .
- تقع في الدورة الرابعة .
- تركيبها الإلكتروني $4s^{1\rightarrow2}$, $3d^{1\rightarrow10}$
- تبدأ بعنصر السكانديوم ($_{21}Sc$) وتنتهي بعنصر الخارصين ($_{30}Zn$) .
- تحتوي هذه السلسلة على عشرة عناصر .

٢ السلسلة الإنتقالية الثانية:

- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (4d) .
- تقع في الدورة الخامسة .
- تركيبها الإلكتروني $5s^{1\rightarrow2}$, $4d^{1\rightarrow10}$.
- تبدأ بعنصر اليتريوم ($_{39}Y$) وتنتهي بعنصر الكادميوم ($_{48}Cd$) .
- تحتوي هذه السلسلة على عشرة عناصر .

٣ السلسلة الإنتقالية الثالثة:

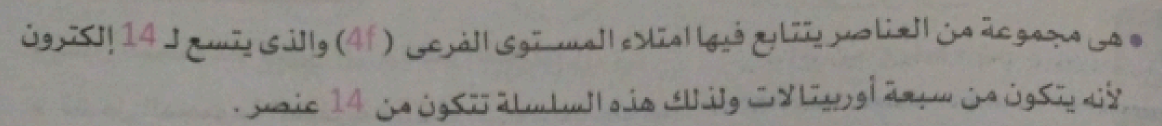
- هي مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (5d) .
- تقع في الدورة السادسة .
- تركيبها الإلكتروني $6s^{1\rightarrow2}$, $5d^{1\rightarrow10}$.
- تبدأ بعنصر اللانثانيوم ($_{57}La$) وتنتهي بعنصر الزئبق ($_{80}Hg$) .
- تحتوي هذه السلسلة على عشرة عناصر .

٤ عناصر الفئة (f)

- هي مجموعة من العناصر تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (f).
- تم فصلها أسفل الجدول الدوري حتى لايكون الجدول طويلاً جداً.
- هي عناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعي (f) والذي يتسع لـ14 إلكترون لأنه يتكون من سبعة أوربيتالات.

تعرف عناصر الفئة (f) بالعناصر الإنتقالية الداخلية وتنقسم إلى سلسلتين وهما

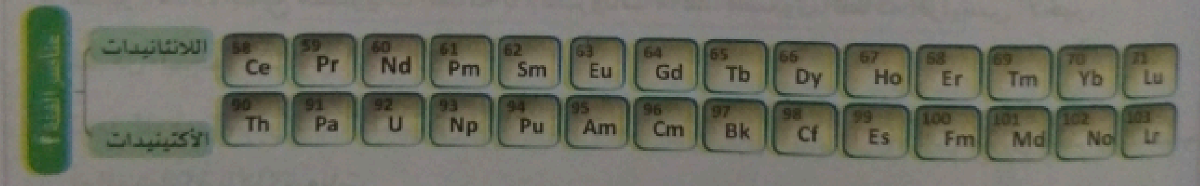
١ سلسلة اللانثانيدات:



- هى مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (4f) والذى يتسع لـ 14 إلكترون لأنه يتكون من سبعة أوربيتالات ولذلك هذه السلسلة تتكون من 14 عنصر.
- تقع فى الدورة السادسة، حيث أن التركيب الإلكترونى لمستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ $6s^2$ ولذلك فهذه العناصر شديدة التشابه حيث يصعب فصلها عن بعضها.
- سميت هذه السلسلة بالأكاسيد النادرة ولكن هذه التسمية غير دقيقة حيث أمكن حديثاً فصل أكاسيدها عن طريق التبادل الأيونى.

٢ سلسلة الأكتينيدات:

- هى مجموعة من العناصر يتتابع فيها امتلاء المستوى الفرعى (5f) والذي يتسع لـ 14 إلكترون لأنه يتكون من سبعة أوربيتالات ولذلك هذه السلسلة تتكون من 14 عنصر.
- تقع فى الدورة السابعة، حيث أن التركيب الإلكترونى لمستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ $7s^2$.
- تعرف هذه السلسلة بالعناصر المشعة لأن أنويتها غير مستقرة.



علل تسمى اللانثانيدات بالأكاسيد النادرة؟

ج لأن التركيب الإلكترونى لمستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ $6s^2$ ولذلك فهذه العناصر شديدة التشابه حيث يصعب فصلها عن بعضها.

علل تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة؟

ج لأن أنويتها غير مستقرة.

علل يعتبر تسمية عناصر اللانثانيدات بالأكاسيد النادرة تسمية غير دقيقة؟

ج لأن أمكن حديثاً فصل أكاسيدها عن طريق التبادل الأيونى.

أنواع العناصر فى الجدول الدورى

18
0

العدد الذري	الرمز	الاسم
2	He	هيليوم
10	Ne	نيون
18	Ar	ارجون
36	Kr	كريبتون
54	Xe	زينون
86	Rn	رادون

١ العناصر النبيلة

- تمثل المجموعة الأخيرة من عناصر الفئة (p).
- تشغل المجموعة الصفرية (18).
- تعرف بالغازات الخاملة.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ولذلك فهى عناصر مستقرة وتكون مركبات بصعوبة بالغة.
- جزيئاتها عبارة عن ذرات مفردة.
- ينتهى تركيبها الإلكترونى بالمستوى الفرعى (np^6) باستثناء الهيليوم $_2He$ تركيبه الإلكترونى ($1s^2$)

› مثال: التركيب الإلكترونى للنيون ($_{10}Ne$)

$$1s^2 , 2s^2 , 2p^6$$

٢ العناصر الممثلة

- تمثل عناصر الفئة (s) وعناصر الفئة (p) ماعدا المجموعة الصفرية.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا مستوى الطاقة الرئيسى الأخير.
- تشغل المجموعات من 1A : 7A.
- تميل للوصول للتركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل لها ($1s^2$) أو (np^6). عن طريق فقد أو أكتساب أو المشاركة بالإلكترونات.

› مثال: يوضح فقد الإلكترونات للوصول لأقرب غاز خامل (تحول ذرة الفلز لأيون موجب).

$$_{11}Na \xrightarrow{\text{يفقد 1 إلكترون}} Na^+$$

$$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1 \qquad 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$$

› الوصول للتركيب الإلكترونى لغاز النيون $_{10}Ne$

› مثال: يوضح أكتساب إلكترونات للوصول لأقرب غاز خامل (تحول ذرة اللافلز لأيون سالب).

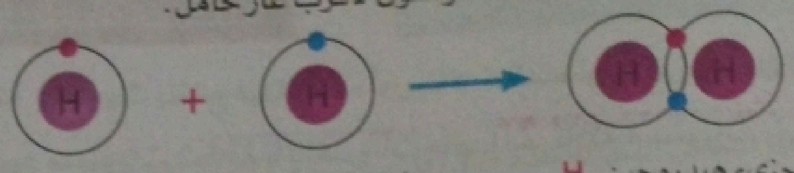
$$_{17}Cl \xrightarrow{\text{يكتسب 1 إلكترون}} Cl^-$$

$$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^5 \qquad 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$$

› الوصول للتركيب الإلكترونى لغاز الأرجون $_{18}Ar$



مثال: يوضح المشاركة بالإلكترونات للوصول لأقرب غاز خامل.



٣ العناصر الإنتقالية الرئيسية

- تمثل عناصر الفئة (d) حيث يتتابع فيها امتلاء أوربيتالات المستوى الفرعى d بالإلكترونات.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا آخر مستويين رئيسين للطاقة.
- تنقسم إلى 3 سلاسل وتقع فى 3 دورات متتالية « بداية من الدورة الرابعة حتى السادسة ».

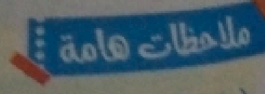
مثال: الحديد ($_{26}Fe$)

$$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^6$$

K	L	M	N
2	8	14	2
مكتمل	مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل



- المستوى الرئيسى الثالث والرابع لم يكتملا.





(١) المستوى المكتمل (أو الممتلئ) لا يشترط أن يكون متشبع.

(٢) يعتبر المستوى مكتمل أو ممتلئ إذا احتوى على 8 إلكترونات أو 18 أو 32 ما عدا المستوى الأول فهو يكتمل بـ 2 إلكترون.

فمثلاً: المستوى N يتشبع بـ 32 إلكترون، ولكنه يعتبر مكتملاً أو ممتلئ إذا احتوى على 8 إلكترونات أو 18 أو 32 إلكترون.

٤ العناصر الإنتقالية الداخلية

- تمثل عناصر الفئة (f) حيث يتتابع فيها امتلاء أوربيتالات المستوى الفرعى f بالإلكترونات.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا أخر ثلاثة مستويات رئيسية للطاقة.
- تنقسم إلى سلسلتين وتقع فى دورتين متتاليتين « الدورة السادسة و السابعة ».

مثال: السيريوم ($_{58}Ce$)

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6 , 6s^2 , 4f^1 , 5d^1$

K	L	M	N	O	P
2	8	18	19	9	2
مكتمل	مكتمل	مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل



- الثلاث مستويات الرابع والخامس والسادس لم يكتملوا.

التوزيع الإلكترونى لأقرب غاز خامل

- لقد درسنا فى الدروس السابقة التوزيع الإلكترونى حسب مبدأ الاستبعاد لباولى وحسب البناء التصاعدى وحسب قاعدة هوند، ويعتبر التوزيع الإلكترونى لأقرب غاز خامل هى الطريقه الرابعة.

تعريف الغازات الخاملة

- هى مجموعة من العناصر تمتاز بامتلاء جميع مستويات طاقتها بالإلكترونات وتشغل المجموعة الصفرية (0) أو (18).

الغازات الخاملة وتركيبها الإلكترونى:

($_2He$) $1s^2$

($_{10}Ne$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6$

($_{18}Ar$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$

($_{36}Kr$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6$

($_{54}Xe$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6$

٤ العناصر الإنتقالية الداخلية

- تمثل عناصر الفئة (f) حيث يتتابع فيها امتلاء أوربيتالات المستوى الفرعى f بالإلكترونات.
- تتميز بامتلاء جميع مستويات الطاقة بالإلكترونات ماعدا أخر ثلاثة مستويات رئيسية للطاقة.
- تنقسم إلى سلسلتين وتقع فى دورتين متتاليتين « **الدورة السادسة و السابعة** ».

مثال: السيريوم ($_{58}Ce$)

$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 4f^1, 5d^1$

K	L	M	N	O	P
2	8	18	19	9	2
مكتمل	مكتمل	مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل	غير مكتمل

خد بالك ◄ الثلاث مستويات الرابع والخامس والسادس لم يكتملوا.

التوزيع الإلكترونى لأقرب غاز خامل

- لقد درسنا فى الدروس السابقة التوزيع الإلكترونى حسب مبدأ الاستبعاد لباولى وحسب البناء التصاعدى وحسب قاعدة هوند، ويعتبر التوزيع الإلكترونى لأقرب غاز خامل هى الطريقه الرابعة.

تعريف الغازات الخاملة

- هى مجموعة من العناصر تمتاز بامتلاء جميع مستويات طاقتها بالإلكترونات وتشغل المجموعة الصفرية (0) أو (18).

◄ **الغازات الخاملة وتركيبها الإلكترونى:**

($_2He$) $1s^2$

($_{10}Ne$) $1s^2, 2s^2, 2p^6$

($_{18}Ar$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

($_{36}Kr$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$

($_{54}Xe$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6$

طريقة توزيع العناصر لأقرب غاز خامل

(١) أنظر للعدد الذرى للعنصر.

(٢) استخدم الغاز الخامل الذى له عدد ذرى أقل مباشرة من العدد الذرى للعنصر المراد توزيعه.

(٣) استخدم ns الأعلى من ترتيب الغاز الخامل.

تطبيق: أكتب التوزيع الإلكترونى لهذه العناصر لأقرب غاز خامل

($_{13}Al$ - $_{17}Cl$ - $_{27}Co$ - $_{35}Br$ - $_{43}Tc$ - $_{50}Sn$ - $_{56}Ba$ - $_{71}Lu$).

($_{13}Al$) [Ne] $3s^2$, $3p^1$

($_{17}Cl$) [Ne] $3s^2$, $3p^5$

($_{27}Co$) [Ar] $4s^2$, $3d^7$

($_{35}Br$) [Ar] $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^5$

($_{43}Tc$) [Kr] $5s^2$, $4d^5$

($_{50}Sn$) [Kr] $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^2$

($_{56}Ba$) [Xe] $6s^2$

($_{71}Lu$) [Xe] $6s^2$, $5d^1$, $4f^{14}$

تحديد موقع العنصر فى الجدول الدورى

أولاً تحديد نوع وفئة العنصر

- يتم تحديد فئة العنصر وكذلك نوعه من خلال آخر مستوى فرعى تم توزيع الإلكترونات فيه.

١ إذا كان آخر مستوى فرعى للعنصر هو ($ns^{1\to2}$):

- فئة العنصر: s.
- نوع العنصر: ممثل.

تطبيق: أذكر فئة وكذلك نوع هذه العناصر .($_{3}Li$ - $_{11}Na$ - $_{20}Ca$ - $_{37}Rb$)

($_{3}Li$) $1s^2 , 2s^1$

∴ فئة العنصر: S. ∴ نوع العنصر: ممثل.

($_{11}Na$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$

∴ فئة العنصر: S. ∴ نوع العنصر: ممثل.

($_{20}Ca$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$

∴ فئة العنصر: S. ∴ نوع العنصر: ممثل.

($_{37}Rb$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^1$

∴ فئة العنصر: S. ∴ نوع العنصر: ممثل.

حالة خاصة:

- عنصر الهيليوم $_{2}He$ تركيبه الإلكترونى $1s^2$، وبالتالى فهو من عناصر الفئة (s) ولكنه ليس عنصر ممثل بل عنصر نبيل (غاز خامل).

٢ إذا كان أخر مستوى فرعى للعنصر هو ($np^{1\rightarrow5}$) :

- فئة العنصر: p.
- نوع العنصر: ممثل.

تطبيق: أذكر فئة وكذلك نوع هذه العناصر ($_{7}N$ - $_{13}Al$ - $_{17}Cl$ - $_{33}As$).

($_{7}N$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل.

($_{13}Al$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^1$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل.

($_{17}Cl$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^5$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل.

$({}_{33}As)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$

∴ فئة العنصر: p.

∴ نوع العنصر: ممثل.

٣ إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو (np^6):

- فئة العنصر: p.
- نوع العنصر: عنصر نبيل (غاز خامل).

٤ تطبيق: أذكر فئة وكذلك نوع هذه العناصر (${}_{10}Ne$ - ${}_{18}Ar$ - ${}_{36}kr$ - ${}_{54}Xe$).

$({}_{10}Ne)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.

$({}_{18}Ar)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.

$({}_{36}kr)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.

$({}_{54}Xe)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: عنصر نبيل.

٤ إذا كان آخر مستوى فرعي للعنصر هو $(n-1)d^{1\to10}$:

- فئة العنصر: d.
- نوع العنصر: إنتقالي رئيسي.

خد بالك

(أ) إذا كان العنصر ينتهي ← $3d^{1\to10}$ فهو من ضمن عناصر السلسلة الإنتقالية الأولى.

(ب) إذا كان العنصر ينتهي ← $4d^{1\to10}$ فهو من ضمن عناصر السلسلة الإنتقالية الثانية.

(جـ) إذا كان العنصر ينتهي ← $5d^{1\to10}$ فهو من ضمن عناصر السلسلة الإنتقالية الثالثة.

تطبيق: أذكر فئة ونوع وكذلك السلسلة الإنتقالية التى تنتمى إليها هذه العناصر (Mn , Y , Au).

(Mn) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^5$

∴ فئة العنصر: .　　　∴ نوع العنصر: .

∴ السلسلة : .

(Y) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^2 , 4d^1$

∴ فئة العنصر: .　　　∴ نوع العنصر: .

∴ السلسلة : .

(Au) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^2 , 4d^{10} , 5p^6 , 6s^1 , 4f^{14} , 5d^{10}$

∴ فئة العنصر: .　　　∴ نوع العنصر: .

∴ السلسلة : .

٥ إذا كان آخر مستوى فرعى للعنصر هو :

- فئة العنصر: .
- نوع العنصر: .

(أ) إذا كان العنصر ينتهى بـ　　فهو من ضمن عناصر سلسلة اللانثانيدات.

(ب) إذا كان العنصر ينتهى بـ　　فهو من ضمن عناصر سلسلة الأكتينيدات.

ملحوظة هامة

- التركيب الإلكترونى للعناصر الإنتقالية الداخلية يكون غير منتظم وليس له قاعده تحكمه إلا أن كل عنصر توزع إلكتروناته بالطريقة التى تجعله مستقر.

اللانثانيدات	
$_{58}Ce$	[Xe] $,4f^1 , 5d^1 , 6s^2$
$_{59}Pr$	[Xe] $,4f^3, 6s^2$
$_{60}Nd$	[Xe] $,4f^4, 6s^2$
$_{61}Pm$	[Xe] $,4f^5, 6s^2$
$_{62}Sm$	[Xe] $,4f^6, 6s^2$
$_{63}Eu$	[Xe] $,4f^7, 6s^2$
$_{64}Gd$	[Xe] $,4f^7 , 5d^1 , 6s^2$
$_{65}Tb$	[Xe] $,4f^9, 6s^2$
$_{66}Dy$	[Xe] $,4f^{10}, 6s^2$
$_{67}Ho$	[Xe] $,4f^{11}, 6s^2$
$_{68}Er$	[Xe] $,4f^{12}, 6s^2$
$_{69}Tm$	[Xe] $,4f^{13}, 6s^2$
$_{70}Yb$	[Xe] $,4f^{14}, 6s^2$
$_{71}Lu$	[Xe] $,4f^{14} , 5d^1 , 6s^2$

الأكتينيدات	
$_{90}Th$	[Rn] $, 6d^2 , 7s^2$
$_{91}Pa$	[Rn] $,5f^2 , 6d^1 , 7s^2$
$_{92}U$	[Rn] $,5f^3 , 6d^1 , 7s^2$
$_{93}Np$	[Rn] $,5f^4 , 6d^1 , 7s^2$
$_{94}Pu$	[Rn] $,5f^6 , 7s^2$
$_{95}Am$	[Rn] $,5f^7 , 7s^2$
$_{96}Cm$	[Rn] $,5f^7 , 6d^1 , 7s^2$
$_{97}Bk$	[Rn] $,5f^9 , 7s^2$
$_{98}Cf$	[Rn] $,5f^{10} , 7s^2$
$_{99}Es$	[Rn] $,5f^{11} , 7s^2$
$_{100}Fm$	[Rn] $,5f^{12} , 7s^2$
$_{101}Md$	[Rn] $,5f^{13} , 7s^2$
$_{102}No$	[Rn] $,5f^{14} , 7s^2$
$_{103}Lr$	[Rn] $,5f^{14} , 6d^1 , 7s^2$

تطبيق: أذكر فئة ونوع وكذلك السلسلة الإنتقالية التى تنتمى إليها هذه العناصر (Gd - Pa).

(Gd) [Xe] $, 6s^2 , 5d^1 , 4f^7$

∴ فئة العنصر: f .   ∴ نوع العنصر: .   ∴ السلسلة : .

(Pa) [Rn] $, 7s^2 , 6d^1 , 5f^2$

∴ فئة العنصر: f .   ∴ نوع العنصر: .   ∴ السلسلة : .

ثانيا تحديد رقم الدورة ورقم المجموعة

تحديد رقم الدورة :

- يحدده أكبر عدد كم رئيسى (n) يصل إليه العنصر فى توزيعه الإلكترونى (أعلى رقم أمام المستوى الفرعى s).

تطبيق : حدد رقم الدورة للعناصر التالية ($_{8}O$ - $_{15}P$ - $_{20}Ca$ - $_{25}Mn$).

($_{8}O$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^4$

∴ رقم الدورة : **الثانية**.

($_{15}P$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

∴ رقم الدورة : **الثالثة**.

($_{20}Ca$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$

∴ رقم الدورة : **الرابعة**.

($_{25}Mn$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^5$

∴ رقم الدورة : **الرابعة**.

تحديد رقم ورمز المجموعة :

١ إذا كان أخر مستوى فرعى للعنصر هو (s):

- رقم المجموعة ← يساوى عدد الإلكترونات الموجودة فى أخر مستوى فرعى s ثم نضيف إليها الرمز A.

تطبيق : حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة و رقم المجموعة للعناصر التالية ($_{1}H$ - $_{11}Na$ - $_{20}Ca$).

($_{1}H$) $1s^1$

∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: **ممثل**. ∴ رقم الدورة: **الأولى**. ∴ رقم المجموعة: 1A.

($_{11}Na$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$

∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: **ممثل**. ∴ رقم الدورة: **الثالثة**. ∴ رقم المجموعة: 1A.

($_{20}Ca$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2$

∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: **ممثل**. ∴ رقم الدورة: **الرابعة**. ∴ رقم المجموعة: 2A.

حالة خاصة:

• عنصر الهيليوم $_{2}He$ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2$.

∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الأولى. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).

٢ إذا كان أخر مستوى فرعى للعنصر هو (p):

• رقم المجموعة ← يساوى مجموع إلكترونات أخر مستويين فرعيين (s) و (p) ثم نضيف إليها الرمز A.

تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة و رقم المجموعة للعناصر التالية ($_{7}N$ - $_{15}P$ - $_{35}Br$).

$(_{7}N)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^3$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثانية. ∴ رقم المجموعة: 5A.

$(_{15}P)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: 5A.

$(_{35}Br)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^5$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 7A.

حالة خاصة:

• إذا كان مجموع عدد الإلكترونات فى أخر مستويين فرعيين (s) و (p) يساوى 8 إلكترونات فإن العنصر ينتمى للمجموعة الصفرية (0) أو (18).

تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة و رقم المجموعة للعناصر التالية ($_{10}Ne$ - $_{18}Ar$ - $_{36}Kr$).

$(_{10}Ne)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الثانية. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).

$(_{18}Ar)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).

$(_{36}Kr)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$

∴ فئة العنصر: p . ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الرابعة . ∴ رقم المجموعة: (0) أو (**18**).

ملخص الفئة (p):

التركيب الإلكترونى للمستوى الأخير np	np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6
رقم المجموعة	3A	4A	5A	6A	7A	(0) أو (18)



٣ إذا كان أخر مستوى فرعى للعنصر هو (d):

(أ) إذا كان المستوى الفرعى d مشغول من $(n-1)d^{1\to5}$:

- رقم المجموعة = فإننا نجمع إلكترونات المستوى الفرعى (s) الأخير بالإضافة لإلكترونات المستوى الفرعى (**d**) ثم نضيف إليها الرمز B .

تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع و رقم الدورة و رقم المجموعة للعناصر التالية $(_{21}Sc - _{23}V - _{25}Mn)$.

$(_{21}Sc)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^1$

∴ فئة العنصر: d . ∴ نوع العنصر: انتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة . ∴ رقم المجموعة: **3B**.

$(_{23}V)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^3$

∴ فئة العنصر: d . ∴ نوع العنصر: انتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة . ∴ رقم المجموعة: **5B**.

$(_{25}Mn)\ 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^5$

∴ فئة العنصر: d . ∴ نوع العنصر: انتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة . ∴ رقم المجموعة: **7B**.

(ب) إذا كان المستوى الفرعى d مشغول من $(n-1)d^{6\to8}$:

- رقم المجموعة ← فإن العنصر ينتمى للمجموعة الثامنة (8).

تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة و رقم المجموعة للعناصر التالية ($_{26}Fe$ - $_{27}Co$ - $_{28}Ni$).

($_{26}Fe$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^6$

∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.

($_{27}Co$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^7$

∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.

($_{28}Ni$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^8$

∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.

(جـ) إذا كان المستوى الفرعى d ممتلئ تماماً بالإلكترونات $(n-1)d^{10}$:

- رقم المجموعة ← يساوى عدد إلكترونات المستوى الفرعى (s) الأخير فقط ثم نضيف إليها الرمز B.

تطبيق: حدد كل من الفئة والنوع ورقم الدورة و رقم المجموعة للعناصر التالية ($_{29}Cu$ - $_{30}Zn$).

($_{29}Cu$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1, 3d^{10}$

∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 1B.

($_{30}Zn$) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}$

∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: غير مقرر. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 2B.



عناصر المجموعة 2B لا تعتبر عناصر انتقالية ،
وسيتم دراسة هذا الجزء بالصف الثالث الثانوى.



• حدد كلاً من الفئة والنوع ورقم الدورة والمجموعة لكل من العناصر التالية.

.($_{13}Al$ - $_{18}Ar$ - $_{26}Fe$ - $_{32}Ge$ - $_{55}Cs$ - $_{64}Gd$)

($_{13}Al$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^1$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: 3A.

($_{18}Ar$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: غاز خامل. ∴ رقم الدورة: الثالثة. ∴ رقم المجموعة: (0) أو (18).

($_{26}Fe$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^6$

∴ فئة العنصر: d. ∴ نوع العنصر: إنتقالى رئيسى. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 8.

($_{32}Ge$) $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^2$

∴ فئة العنصر: p. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: الرابعة. ∴ رقم المجموعة: 4A.

($_{55}Cs$) [$_{54}Xe$] ,$6s^1$

∴ فئة العنصر: s. ∴ نوع العنصر: ممثل. ∴ رقم الدورة: السادسة. ∴ رقم المجموعة: 1A.

($_{64}Gd$) [$_{54}Xe$] ,$6s^2 , 5d^1 , 4f^7$

∴ فئة العنصر: f. ∴ نوع العنصر: إنتقالى داخلى. ∴ رقم الدورة: السادسة.

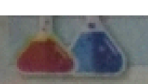


أسئلة متنوعة

1 عنصر ممثل يقع فى الدورة الثالثة والمجموعة 5A، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

∴ العدد الذرى له هو (15).



2 عنصر نبيل يقع فى الدورة الثانية ، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6$

∴ العدد الذرى له هو (10).

3 عنصر إنتقالى رئيسى يقع فى الدورة الرابعة والمجموعة 5B، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^3$

∴ العدد الذرى له هو (23).

4 عنصر إنتقالى رئيسى يقع فى الدورة الخامسة والمجموعة 7B، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^6 , 5s^2 , 4d^5$

∴ العدد الذرى له هو (43).

5 عنصر ممثل يقع فى الدورة الرابعة والمجموعة 7A، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^5$

∴ العدد الذرى له هو (35).

6 عنصر يحتوى على 3 مستويات رئيسية و 5 إلكترونات تكافؤ، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

∴ العدد الذرى له هو (15).

7 عنصر ممثل يحتوى على 4 مستويات رئيسية و 7 إلكترونات تكافؤ. أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^5$

∴ العدد الذرى له هو (35).

8 عنصر يحتوى على 3 مستويات رئيسية و عدد الإلكترونات فى المستوى الثالث يساوى عدد الإلكترونات فى المستوى الأول، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2$

∴ العدد الذرى له هو (12).

9 عنصر يحتوى على خمسة مستويات فرعية مكتملة بالإلكترونات، أوجد عدده الذرى.

∴ تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6$

∴ العدد الذرى له هو (18).

10 **عنصر تركيبه الإلكترونى هو $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^1$ أوجد التركيب الإلكترونى لأحد العناصر التي تشبه فى الخواص.**

∵ عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص.

∴ قد يكون عنصر يسبقه فى المجموعة وتركيبه الإلكترونى هو $1s^2$, $2s^2$, $2p^1$

∴ قد يكون عنصر يليه فى المجموعة وتركيبه الإلكترونى هو

$1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^1$

11 **أكتب التوزيع الإلكترونى والعدد الذرى وكذلك رقم الدورة ورقم المجموعة لعنصر إلكترونه الأخير فى مستواه الفرعى له أعداد الكم التالية ($n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = 1$, $m_s = +½$).**

∴ التركيب الإلكترونى للعنصر $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^3$

∴ العدد الذرى له هو (15).

∴ رقم الدورة : الثالثة . ∴ رقم المجموعة : 5A.

12 **عنصر توزيعه الإلكترونى هو [Ar] $4s^2$, $3d^5$. حدد التركيب الإلكترونى:**

(أ) للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة.

(ب) للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة .

∵ التركيب الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة يزيد عنه بإلكترون واحد فى أخر مستوى فرعى وبالتالى يكون تركيبه الإلكترونى هو [Ar] $4s^2$, $3d^6$

∵ التركيب الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة يزيد عنه بمستوى طاقة رئيسى وبالتالى يكون تركيبه الإلكترونى هو [Kr] $5s^2$, $4d^5$

13 **حدد أعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير وكذلك رقم الدورة والمجموعة لعنصر اللانثانيوم $_{57}La$.**

∵ التركيب الإلكترونى للعنصر

[Xe] $6s^2$, $5d^1$

∴ أعداد الكم الأربعة هى ($n = 5$, $\ell = 2$, $m_\ell = -2$, $m_s = +½$)

∴ رقم الدورة : السادسة .

∴ رقم المجموعة : 3B.

14 **عنصر ممثل يحتوى غلاف التكافؤ الأخير له على ثلاثة إلكترونات مفردة، وتتوزع إلكتروناته فى أربعة مستويات رئيسية للطاقة:**

(أ) أوجد التركيب الإلكترونى له.

(ب) أوجد العدد الذرى.

(جـ) أوجد رقم الدورة ورقم المجموعة.

∴ التركيب الإلكترونى للعنصر $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^3$

∴ العدد الذرى له هو (33). ∴ رقم الدورة : الرابعة.

∴ رقم المجموعة : 5A.

15 **عنصر عدده الذرى 16، أوجد التركيب الإلكترونى:**

(أ) للعنصر الذى يسبقه فى نفس الدورة.

(ب) للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة.

(جـ) للعنصر الذى يسبقه فى نفس المجموعة.

(د) للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة.

∵ التركيب الإلكترونى للعنصر $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^4$

(أ) العنصر الذى يسبقه فى نفس الدورة يقل عنه بإلكترون واحد وبالتالى يكون تركيبه الإلكترونى هو

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

(ب) العنصر الذى يليه فى نفس الدورة يزيد عنه بإلكترون واحد وبالتالى يكون تركيبه الإلكترونى هو

$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^5$

(جـ) العنصر الذى يسبقه فى نفس المجموعة يقل عنه بمستوى طاقة رئيسى وبالتالى يكون تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^4$

(د) العنصر الذى يليه فى نفس المجموعة يزيد عنه بمستوى طاقة رئيسى وبالتالى يكون تركيبه الإلكترونى هو $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^{10} , 4p^4$

2 تدرج الخواص فى الجدول الدورى



• تتدرج الخواص الفيزيائية والكيميائية فى الدورات الأفقية وفى المجموعات الرأسية للعناصر الممثلة أعتماداً على التركيب الإلكترونى لها.

أولا نصف قطر الذرة

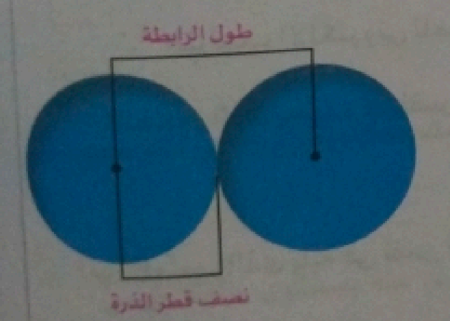
- أظهرت النظرية الموجية أن الإلكترون يتحرك فى سحابة إلكترونية حول النواة فى جميع الاتجاهات والأبعاد وبالتالى لا يمكن تحديد موقع الإلكترون حول النواة بدقة.
- من الخطأ أن نعتبر أن نصف قطر الذرة هو المسافة بين النواة وأبعد إلكترون يدور حولها (أى أن لايمكن قياس نصف قطر الذرة فيزيائياً).
- نصف القطر فى المركبات التساهمية يعرف بـ نصف القطر الذرى (التساهمى).
- نصف القطر فى المركبات الأيونية يعرف بـ نصف القطر الأيونى.

أ نصف القطر الذرى (التساهمى)

- هو نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة.

◄ العناصر ثنائية الذرة هى:

(H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , Br_2 , F_2 , I_2)



تعريف طول الرابطة التساهمية

- هى المسافة بين نواتى ذرتين متحدتين.

◄ وحدة قياس نصف القطر وطول الرابطة التساهمية هو الأنجستروم Å

١ فى حالة تماثل الذرتين (ذرتين من نفس النوع):

- طول الرابطة = 2 x نصف القطر

∴ نصف القطر = $\frac{\text{طول الرابطة}}{2}$

٢ فى حالة عدم تماثل الذرتين:

- طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفى قطرى الذرتين المكونتين للرابطة

= نق للذرة الأولى + نق للذرة الثانية

∴ نق1 = طول الرابطة – نق2

∴ نق2 = طول الرابطة – نق1

الجدول التالى يوضح أنصاف أقطار بعض الذرات وطول الرابطة فى بعض الجزيئات

الجزئ	H - H	F - F	Cl - Cl	Br - Br	I - I
طول الرابطة بالأنجستروم	0.60	1.28	1.98	2.28	2.66
نصف القطر الذرى التساهمى	0.30	0.64	0.99	1.14	1.33

ب نصف القطر الأيونى

- تتواجد المركبات الأيونية مثل كلوريد الصوديوم فى صورة بللورات مكونة من أيونات موجبة (كاتيونات) وأيونات سالبة (أنيونات).
- نصف القطر الأيونى يختلف باختلاف الشحنة التي يحملها الأيون وذلك لأنه يعتمد على عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.

تعريف طول الرابطة الأيونية

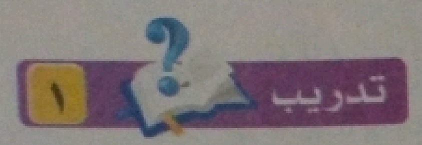
- هو المسافة بين مركزى أيونين متحدين فى وحدة الصيغة.
- هو مجموع نصفى قطرى الأيونين المكونين لوحدة الصيغة.

ملحوظة هامة

(١) عدد روابط (O - H) فى جزئ الماء H_2O يساوى 2 رابطة.

(٢) عدد روابط (N - H) فى جزئ النشادر NH_3 يساوى 3 روابط.

(٣) عدد روابط (C - H) فى جزئ الميثان CH_4 يساوى 4 روابط.



1 **إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين H_2 تساوى 0.6 Å وطول الرابطة فى جزئ الكلور Cl_2 تساوى 1.98 Å ، أحسب طول الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين HCl**

∴ نصف قطر ذرة الهيدروجين = $\frac{\text{طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين}}{2} = \frac{0.6}{2} = 0.3\ \text{Å}$

∴ نصف قطر ذرة الكلور = $\frac{\text{طول الرابطة فى جزئ الكلور}}{2} = \frac{1.98}{2} = 0.99\ \text{Å}$

∴ طول الرابطة فى جزئ كلوريد الهيدروجين (H - Cl) = نصف قطر ذرة الكلور + نصف قطر ذرة الهيدروجين.

$= 0.99 + 0.3 = 1.29\ \text{Å}$

2 **إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ الكلور Cl_2 تساوى 1.98 Å وطول الرابطة بين ذرة الكربون وذرة الكلور (C - Cl) فى جزئ رابع كلوريد الكربون تساوى 1.76 Å ، أحسب نصف قطر ذرة الكربون.**

∴ نصف قطر ذرة الكلور = $\frac{\text{طول الرابطة فى جزئ الكلور}}{2} = \frac{1.98}{2} = 0.99\ \text{Å}$

∵ طول الرابطة بين ذرة الكربون والكلور (C - Cl) = نصف قطر ذرة الكلور + نصف قطر ذرة الكربون.

∴ نصف قطر ذرة الكربون = طول الرابطة بين ذرة الكربون والكلور (C - Cl) – نصف قطر ذرة الكلور

$= 1.76 - 0.99 = 0.77\ \text{Å}$

3 **إذا علمت أن طول الرابطة بين (O - H) فى جزئ الماء H_2O تساوى 0.96 Å وطول الرابطة فى جزئ الأكسجين O_2 تساوى 1.32 Å أحسب:**

(أ) نصف قطر ذرة الهيدروجين .

(ب) طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين.

∴ نصف قطر ذرة الأكسجين = $\frac{\text{طول الرابطة فى جزئ الأكسجين}}{2} = \frac{1.32}{2} = 0.66\ \text{Å}$

∵ طول الرابطة بين (O - H) = نصف قطر ذرة الهيدروجين + نصف قطر ذرة الأكسجين .

∴ نصف قطر ذرة الهيدروجين = طول الرابطة بين (O - H) - نصف قطر ذرة الأكسجين

$$= 0.96 - 0.66 = 0.3\ \mathring{A}$$

∴ طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين H_2 = نصف قطر ذرة الهيدروجين x 2

$$= 0.3 \times 2 = 0.6\ \mathring{A}$$

4 إذا علمت أن نصف قطر أيونى Cr^{+2} و Mg^{+2} على الترتيب هو $0.84\ \mathring{A}$ و $0.72\ \mathring{A}$ وان طول الرابطة الأيونية فى وحدة الصيغه من أكسيد الماغنسيوم (Mg - O) تساوى $2.12\ \mathring{A}$ ، أحسب طول الرابطة فى جزئ أكسيد الكروم II.

∵ طول الرابطة بين (Mg - O) = نصف قطر أيون الماغنسيوم + نصف قطر أيون الأكسجين

∴ نصف قطر أيون الأكسجين = طول الرابطة بين (Mg - O) - نصف قطر أيون الماغنسيوم

$$= 2.12 - 0.72 = 1.4\ \mathring{A}$$

∴ طول الرابطة فى وحدة الصيغه من أكسيد الكروم II = نصف قطر أيون الكروم + نصف قطر أيون الأكسجين

$$= 0.84 + 1.4 = 2.24\ \mathring{A}$$

5 فى جزئ HClO إذا علمت أن:

- طول الرابطة بين (H - Cl) تساوى $1.29\ \mathring{A}$
- طول الرابطة بين (Cl - O) تساوى $1.65\ \mathring{A}$
- نصف قطر ذرة الكلور تساوى $0.99\ \mathring{A}$، أحسب :

(أ) نصف قطر ذرة الهيدروجين .

(ب) طول الرابطة فى جزئ الأكسجين O_2.

∵ طول الرابطة بين (H - Cl) = نصف قطر ذرة الكلور + نصف قطر ذرة الهيدروجين.

∴ نصف قطر ذرة الهيدروجين = طول الرابطة بين (H - Cl) - نصف قطر ذرة الكلور

$$= 1.29 - 0.99 = 0.3\ \mathring{A}$$

∵ طول الرابطة بين (Cl - O) = نصف قطر ذرة الكلور + نصف قطر ذرة الأكسجين



∴ نصف قطر ذرة الأكسجين = طول الرابطة بين (Cl - O) - نصف قطر ذرة الكلور

$= 1.65 - 0.99 = 0.66\ \mathring{A}$

∴ طول الرابطة فى جزئ الأكسجين O_2 = نصف قطر ذرة الأكسجين x 2

$= 0.66 \times 2 = 1.32\ \mathring{A}$

6 إذا علمت أن مجموع أطوال الروابط فى جزئ الماء H_2O تساوى $1.92\ \mathring{A}$ وطول الرابطة فى جزئ الهيدروجين H_2 تساوى $0.6\ \mathring{A}$، أحسب:

(أ) نصف قطر ذرة الأكسجين.

(ب) طول الرابطة فى جزئ الأكسجين O_2.

∵ عدد روابط (O - H) فى جزئ الماء H_2O يساوى 2 رابطة.

∴ طول الرابطة الواحدة بين (O - H) = $\frac{\text{مجموع أطوال الروابط فى جزئ الماء}}{\text{عدد الروابط}} = \frac{1.92}{2} = 0.96\ \mathring{A}$

∴ نصف قطر ذرة الهيدروجين = $\frac{\text{طول الرابطة فى جزئ الهيدروجين}}{2} = \frac{0.6}{2} = 0.3\ \mathring{A}$

∵ طول الرابطة بين (O - H) = نصف قطر ذرة الهيدروجين + نصف قطر ذرة الأكسجين.

∴ نصف قطر ذرة الأكسجين = طول الرابطة بين (O - H) - نصف قطر ذرة الهيدروجين

$= 0.96 - 0.3 = 0.66\ \mathring{A}$

∴ طول الرابطة فى جزئ الأكسجين O_2 = نصف قطر ذرة الأكسجين x 2

$= 0.66 \times 2 = 1.32\ \mathring{A}$

شحنة النواة الفعالة (Z - effect)

- لقد سبق وعلمنا أن النواة يوجد بداخلها بروتونات موجبة الشحنة ونيوترونات متعادلة الشحنة وبالتالى ترجع شحنة النواة لوجود البروتونات الموجبة بها (أى أن النواة موجبة الشحنة).
- تعتمد شحنة النواة فى أى ذرة على عدد البروتونات الموجبة الموجودة بداخلها.
- يرمز لشحنة النواة بالرمز (Z).

- كل إلكترون موجود فى مستوى الطاقة الخاص به لا يتأثر بنفس قوة شحنة النواة (عدا إلكترونات المستوى الأول)، فمثلاً الإلكترون الموجود فى مستوى الطاقة M لا يتأثر بنفس شحنة النواة التى يتأثر بها الإلكترون الموجود فى مستوى الطاقة K.
- إلكترونات التكافؤ (إلكترونات المستوى الخارجي) فى أى ذرة لا تتأثر بشحنة النواة كاملة والسبب فى ذلك أن الإلكترونات الداخلية الموجودة فى المدارات المكتملة تحجب جزء من شحنة النواة ولذلك تأثير شحنة النواة التى تصل لإلكترونات التكافؤ أقل من شحنة النواة الكلية.
- الشحنة الفعلية التى يتأثر بها أى إلكترون فى ذرة ما تعرف بشحنة النواة الفعالة (Z_{eff}).
- شحنة النواة الفعالة (Z_{eff}) تكون دائماً أقل من شحنة النواة الكلية (Z) عدا إلكترونات المستوى الأول فأنها تتأثر بشحنة النواة كاملة.

تعريف شحنة النواة الفعالة (Z - effect)

- هى شحنة النواة الفعلية التى يتأثر بها أى إلكترون فى ذرة ما.

علل الشحنة الفعالة للنواة أقل من شحنة النواة الكلية؟

ج لأن الإلكترونات الداخلية الموجودة بالمدارات الالكترونيه تحجب جزء من شحنة النواة عن إلكترونات التكافؤ.

تدرج نصف القطر (الحجم الذرى) فى الجدول الدورى

يقل نصف القطر الذرى →

يزداد نصف القطر الذرى ↓

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

١ فى الدورة الواحدة

- يقل نصف القطر كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين.

تطبيق: تدرج نصف القطر فى الدورة الثانية.

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne

التفسير:

- فى الدورة الواحدة يزداد العدد الذرى تدريجياً فتزداد شحنة النـواة الفعالة تدريجياً وبالتالى تزداد قوة جذب النواة لإلكترونات التكافؤ فيتقلص حجم الذرة مما يترتب على ذلك نقص نصف القطر.

ملحوظة هامة

- بزيادة العدد الذرى تزداد كلاً من:

(أ) قوة جذب النواة للإلكترونات.

(ب) قوة التنافر بين الإلكترونات , ولكن قوة الجذب الناتجة عن زيادة الشحنة الموجبة تكون أكبر من قوة التنافر الناتجة عن زيادة الشحنة السالبة.

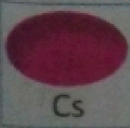
٢ فى المجموعة الواحدة

- يزداد نصف القطر كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل.

تطبيق: تدرج نصف القطر فى المجموعة 1A كما فى الشكل المقابل.

1A
H
Li
Na
K
Rb
Cs





التفسير:

- فى المجموعة الواحدة عندما يزداد العدد الذرى يترتب على ذلك كل من:

(أ) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية.

(ب) زيادة قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها.

(جـ) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة بالإلكترونات والتى تعمل على حجب تأثير قوة جذب النواة عن إلكترونات التكافؤ.

ملحوظة هامة



(١) أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة حجماً هى ذرات عناصر المجموعة 1A (الأقلاء).

(٢) أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة حجماً هى ذرات عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات).

(٣) أكبر الذرات حجماً هى ذرة عنصر السيزيوم $_{55}Cs$

علل الزيادة فى نصف القطر عند الإنتقال من دورة إلى أخرى فى نفس المجموعة أكبر من النقص فى نصف القطر عند الإنتقال من مجموعة إلى أخرى فى نفس الدورة؟

علل التغير فى الحجم الذرى عند الانتقال من دورة لدورة فى نفس المجموعة يكون ملموساً بصورة أكبر منه عند الانتقال من مجموعة لمجموعة فى نفس الدورة؟

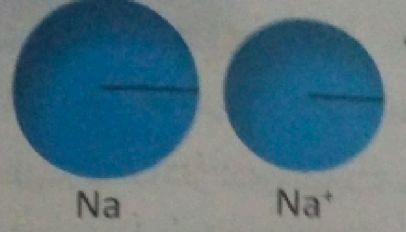
ج لأن تأثير زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة بالإلكترونات أكبر من تأثير الشحنة الموجبة.

اختلاف نصف قطر الذرة عن نصف قطر أيونها

أ العلاقة بين نصف قطر الفلز وأيونه الموجب

- تتميز الفلزات بأنها عندما تدخل فى تفاعل كيميائى تفقد إلكترونات وتتحول إلى أيونات موجبة.
- ذرة العنصر الفلزي فى الحالة المستقرة تكون فيها عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة. فمثلاً ذرة الصوديوم $_{11}Na$ تحتوى على 11 بروتون موجب و 11 إلكترون سالب.
- فى الأيون الموجب يزداد عدد البروتونات الموجبة عن عدد الإلكترونات السالبة وبالتالى تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.
- نصف قطر الأيون الموجب (الكاتيون) أصغر من نصف قطر ذرته وذلك لأنه فى الأيون الموجب يكون عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة وبالتالى تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

▲ **تطبيق:** نصف قطر أيون الصوديوم الموجب Na^+ أقل من نصف قطر ذرة الصوديوم Na والسبب فى ذلك أن أيون الصوديوم الموجب يحتوى على عدد بروتونات أكبر ، فيزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.



	$(_{11}Na^+)$	$(_{11}Na)$
التركيب الإلكتروني	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6$	$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^1$
عدد البروتونات	11	11
عدد الإلكترونات	10	11



◄ كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره.

◄ **مثال:** رتب ما يلى حسب نصف القطر مع بيان السبب (Fe^{+3} / Fe / Fe^{+2}) ، إذا علمت أن $_{26}Fe$؟

($Fe > Fe^{+2} > Fe^{+3}$) ، لأن نصف قطر ذرة الفلز أكبر من أنصاف أقطار أيوناته كما أن كلما زادت شحنة الأيون الموجب قل نصف قطره.

ب العلاقة بين نصف قطر اللافلز وأيونه السالب

- تتميز اللافلزات بأنها عندما تدخل فى تفاعل كيميائى تكتسب إلكترونات وتتحول إلى أيونات سالبة.
- ذرة العنصر اللافلزي فى الحالة المستقرة تكون فيها عدد البروتونات الموجبة = عدد الإلكترونات السالبة. فمثلاً ذرة الكلور $_{17}Cl$ تحتوى على ١٧ بروتون موجب و ١٧ إلكترون سالب.
- فى الأيون السالب تزداد عدد الإلكترونات السالبة عن عدد البروتونات الموجبة وبالتالى تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.
- نصف قطر الأيون السالب (الأنيون) أكبر من نصف قطر ذرته وذلك لأن فى الأيون السالب تكون عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة وبالتالى تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزداد نصف القطر.

تطبيق: نصف قطر أيون الكلوريد السالب Cl^- أكبر من نصف قطر ذرة الكلور Cl والسبب فى ذلك أن أيون الكلوريد السالب يحتوى على عدد إلكترونات أكبر، فيزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.

Cl Cl^-

	$(_{17}Cl^-)$	$(_{17}Cl)$
التركيب الإلكترونى	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$	$1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^5$
عدد البروتونات	17	17
عدد الإلكترونات	18	17

خد بالك
- كلما زادت شحنة الأيون السالب كلما زاد نصف قطره.

مثال: رتب ما يلى حسب نصف القطر مع بيان السبب (O^- / O / O^{-2})، إذا علمت أن $_{16}O$؟

($O^{-2} > O^- > O$)، لأن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته كما أن كلما زادت شحنة الأيون السالب زاد نصف قطره.

مثال: رتب هذه العناصر تصاعدياً حسب نصف القطر

($_{11}Na$ - $_{12}Mg$ - $_{15}P$ - $_{17}Cl$ - $_{19}K$)

لحل هذا النوع من الأسئلة لابد من توزيع إلكترونات العنصر ثم معرفة موقع كل عنصر فى الجدول الدورى، ثم نرتب تلك العناصر، ثم نذكر تدرج الخاصية التي يسأل عنها كالتالى:

	1A	2A	5A	7A
الدورة الثالثة	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{15}P$	$_{17}Cl$
الدورة الرابعة	$_{19}K$			

($_{17}Cl < _{15}P < _{12}Mg < _{11}Na < _{19}K$)

والسبب فى ذلك أن نصف القطر يقل فى الدورات الأفقية ويزيد فى المجموعات الرأسية.

علل نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته ؟

ج لأن فى الأيون الموجب تكون عدد البروتونات الموجبة أكبر من عدد الإلكترونات السالبة وبالتالى تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

علل نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته ؟

ج لأن فى الأيون السالب تكون عدد الإلكترونات السالبة أكبر من عدد البروتونات الموجبة وبالتالى تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.

علل نصف قطر أيون الحديد Fe^{+2} أكبر من نصف قطر أيون الحديد Fe^{+3} ؟

ج لأن فى أيون الحديد Fe^{+3} تكون شحنته الفعالة أكبر وبالتالى تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات فيقل نصف القطر.

علل نصف قطر أيون النيتروجين N^{-3} أكبر من نصف قطر أيون النيتروجين N^{-2} ؟

ج لأن فى أيون النيتروجين N^{-3} توجد عدد إلكترونات أكثر وبالتالى تزداد قوى التنافر بين الإلكترونات وبعضها فيزيد نصف القطر.

ثانيا جهد التأين (طاقة التأين)

- إذا أكتسبت الذرة كمية محدودة من الطاقة فإن الإلكترونات تثار وتنتقل إلى مستويات طاقة أعلى وتعرف الطاقة المكتسبة فى هذه الحالة **بطاقة الإثارة**.
- إذا أكتسبت الذرة كمية كبيرة من الطاقة والتى تعمل على تحرر أضعف الإلكترونات ارتباطاً بالنواة، تتحول الذرة إلى أيون موجب وتعرف الطاقة المكتسبة فى هذه الحالة **بطاقة التأين (جهد التأين)**.

طاقة الإثارة	طاقة التأين
هى الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستواه الأرضى (المستقر) إلى مستوى أعلى	هى الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة فى الذرة المفردة وهى فى الحالة الغازية
تصبح الذرة مثارة	تتحول الذرة إلى أيون موجب

يكون لذرة العنصر الواحد أكثر من جهد تأين كما يتضح فيما يلى

١ **جهد التأين الأول:** • هى الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة فى الذرة المفردة وهى فى الحالة الغازية، ينتج عنه أيون يحمل شحنة موجبة واحدة.

$$M + Energy \longrightarrow M^{+} + e^{-} \qquad \Delta H = (+)\ kJ/mol$$

٢ **جهد التأين الثانى:** • هى الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة إلكترون واحد من أيون موجب يحمل شحنة موجبة واحدة، ينتج عنه أيون يحمل شحنتين موجبتين.

$$M^{+} + Energy \longrightarrow M^{+2} + e^{-} \qquad \Delta H = (+)\ kJ/mol$$

٣ **جهد التأين الثالث:** • هى الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة إلكترون واحد من أيون موجب يحمل شحنتين موجبتين، ينتج عنه أيون موجب يحمل ثلاث شحنات موجبة.

$$M^{+2} + Energy \longrightarrow M^{+3} + e^{-} \qquad \Delta H = (+)\ kJ/mol$$

تطبيق: يوضح جهود تأين عنصر الماغنسيوم $_{12}Mg$.

" جهد التأين الأول "

$$Mg_{(g)} \longrightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H = (+737)\ kJ/mol$$

" جهد التأين الثانى "

$$Mg^{+}_{(g)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H = (+1450)\ kJ/mol$$

" جهد التأين الثالث "

$$Mg^{+2}_{(g)} \longrightarrow Mg^{+3}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta H = (+7730)\ kJ/mol$$

نستنتج من المثال السابق أن :

(أ) جهد التأين الثانى للماغنسيوم أكبر من جهد التأين الأول له ويرجع ذلك لزيادة شحنة النواة الفعالة فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات وبالتالى نحتاج لطاقة أكبر لفصل الإلكترون.

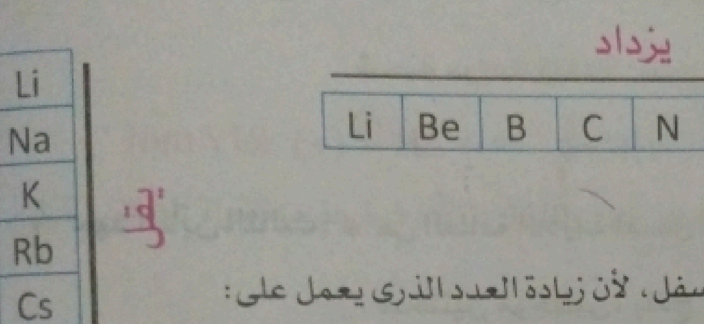
(ب) جهد التأين الثالث للماغنسيوم يكون مرتفع جداً وذلك لأنه يتسبب فى كسر مستوى طاقة مكتمل بالإلكترونات وهذا يتطلب مقدار كبير جداً من الطاقة.

١ فى الدورة الواحدة:

- يزداد جهد التأين كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين، لأن زيادة العدد الذرى يعمل على:

(أ) نقص نصف القطر.

(ب) زيادة شحنة النواة الفعالة فتزداد قوة جذب النواة للإلكترونات وبالتالى نحتاج لطاقة أكبر لفصلها عن النواة.



٢ فى المجموعة الواحدة:

- يقل جهد التأين كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل، لأن زيادة العدد الذرى يعمل على:

(أ) زيادة نصف القطر.

(ب) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية المكتملة بالإلكترونات، فتزداد المسافة بين النواة والإلكترونات وبالتالى تقل قوة جذب النواة للإلكترونات ولذلك تقل الطاقة اللازمة لفصل الإلكترونات عن النواة.

فيما يلى نستعرض قيم جهود التأين المتتالية لعناصر الدورات الثلاث الأولى مع ملاحظة أن:

(١) الخانات المظللة باللون الاسود ينشأ عن كسر مستوى طاقة رئيسى.

(٢) الخانات المظللة باللون الأحمر يشذ فيها التدرج فى جهد التأين عن التدرج الطبيعى فى الدورة.
فمثلًا نجد أن جهد تأين العنصر من المجموعة 2A أكبر من جهد تأين العنصر التالى له من المجموعة 3A لأن خروج إلكترون من مستوى فرعى s ممتلئ يقلل من حالة الاستقرار.
أيضا جهد تأين العنصر من المجموعة 5A أكبر من جهد تأين العنصر التالى له من المجموعة 6A لأن خروج إلكترون من مستوى فرعى p نصف ممتلئ يقلل من حالة الاستقرار.

الدورة الأولى

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
	H							He
جهد التأين الأول	1310							2370
جهد التأين الثانى								5250

الدورة الثانية

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
جهد التأين الأول	519	900	799	1090	1400	1310	1680	2080
جهد التأين الثانى	7310	1760	2420	2390	2850	3390	3360	3950
جهد التأين الثالث	11500	14900	3660	4600	4560	5310	6070	6150
جهد التأين الرابع		20900	25000	6230	7500	7450	8410	9290
جهد التأين الخامس			32608	37800	9460	11000	11000	12100
جهد التأين السادس				46900	35100	13300	15100	15100
جهد التأين السابع					64000	71000	17900	20000
جهد التأين الثامن						84000	91600	23000
جهد التأين التاسع							10600	115000
جهد التأين العاشر								130000

الدورة الثالثة

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	0
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
جهد التأين الأول	494	742	585	792	1060	1000	1260	1521
جهد التأين الثانى	4560	1450	1820	1580	1900	2260	2297	2666
جهد التأين الثالث	6900	7730	2740	3230	2920	3390	3822	3931
جهد التأين الرابع	9540		11578	4360	4960	4540	5158	5771
جهد التأين الخامس	13400		14831	16091	6280	7013	6540	7238
جهد التأين السادس	16700				21200	8490	9360	8780
جهد التأين السابع	20200					27000	11000	12000
جهد التأين الثامن	25500							
جهد التأين التاسع	28900							
جهد التأين العاشر	141000							
جهد التأين الحادى عشر	160000							

نلاحظ مما سبق أن :

- جهد التأين يمثل طاقة ممتصة لذا تكون قيمة ΔH للتأين موجبة دائمًا.
- يتناسب جهد التأين عكسيا مع نصف القطر حيث يقل جهد التأين فى المجموعة بزيادة العدد الذرى ويزداد فى الدورة بزيادة العدد الذرى مع مراعاة الحالات الشاذة التي سبق الحديث عنها.
- أكبر عنصر فى جهد التأين الأول هو الهيليوم.

- جهد التأين يزداد زيادة كبيرة إذا أدى إلى كسر مستوى طاقة مكتمل وهو ما يحدث في الحالات التالية:

المجموعة (0) (العناصر النبيلة)	جهد التأين الأول مرتفع جداً
المجموعة (1 A) (فلزات الأقلاء)	جهد التأين الثاني مرتفع جداً
المجموعة (2 A) (فلزات الأقلاء الأرضية)	جهد التأين الثالث مرتفع جداً
المجموعة (3 A)	جهد التأين الرابع مرتفع جداً
المجموعة (4 A)	جهد التأين الخامس مرتفع جداً

- أكبر جهد تأين اول فى الدورة للعنصر النبيل.
- أكبر جهد تأين ثاني فى الدورة للعنصر من المجموعة 1A.
- أكبر جهد تأين ثالث فى الدورة للعنصر من المجموعة 2A.
- أكبر جهد تأين رابع فى الدورة للعنصر من المجموعة 3A.
- جهد التأين الأول لعنصر من 2A أكبر من 1A ، 3A.
- جهد التأين الأول لعنصر من 5A أكبر من 6A ، 4A.
- جهد التأين الرابع للعنصر الواحد أكبر من الثالث أكبر من الثانى أكبر من الأول.
- بالنسبة للعنصر الواحد جهد تأين الأيون الموجب للعنصر أكبر من جهد تأين ذرة العنصر أكبر من جهد تأين الايون السالب لنفس العنصر.

فمثلا جهد تأين Cl^+ أكبر من جهد تأين Cl أكبر من جهد تأين Cl^-

(لاحظ أن نق Cl^+ أصغر من نق Cl أصغر من نق Cl^-)

علل جهد تأين الفوسفور $_{15}P$ أكبر من جهد تأين الكبريت $_{16}S$ بالرغم من انه يسبقه مباشرة فى نفس الدورة؟

ج لأن عند التوزيع الإلكترونى لذرة الفوسفور نجد أن المستوى الفرعى $3p^3$ نصف ممتلئ مما يجعل الذرة اكثر استقرار، حيث فقد إلكترون يؤدى إلى فقد هذا الاستقرار وبالتالى تزداد طاقة التأين.

$(_{15}P)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^3$

$(_{16}S)\ 1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^4$

ثالثاً الميل الإلكترونى (القابلية الإلكترونية)

- خروج إلكترون من الذرة لتكوين أيون موجب يحتاج إلى كمية من الطاقة تعرف بجهد التأين.
- أكتساب الذرة لإلكترون يؤدي لتكوين أيون سالب فتنطلق عنه طاقة تعرف بالميل الإلكترونى.

تعريف الميل الإلكترونى

- هو مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكتروناً.

$$X + e^- \longrightarrow X^- + \text{Energy} \qquad \Delta H = (-)\ kJ/mol$$

العوامل التى تجعل ذرة العنصر الممثل أكثر ثباتاً واستقراراً :

① إذا كان المستوى الفرعى s تام الامتلاء (s^2) كما فى عنصر البريليوم

$({}_4Be)\ 1s^2\ , 2s^2$

② إذا كان المستوى الفرعى p نصف ممتلئ (p^3) كما فى عنصر النيتروجين

$({}_7N)\ 1s^2\ , 2s^2\ , 2p^3$

③ إذا كان المستوى الفرعى p تام الامتلاء (p^6) كما فى عنصر النيون

$({}_{10}Ne)\ 1s^2\ , 2s^2\ , 2p^6$

العوامل التي تجعل الميل الإلكترونى للذرة كبير :

① نقص نصف القطر (**لأن الميل الإلكترونى يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى**).

② إذا كان الإلكترون الجديد المكتسب يعمل على جعل المستوى الفرعى الأخير مكتمل أو نصف مكتمل حيث أن ذلك يجعل الأيون الناتج أكثر ثباتاً واستقراراً.



◄ كلما زادت الطاقة المنطلقة (**الميل**) كلما زاد ثبات (**الأيون**).

▲ **تطبيق:** قدرة ذرة الكربون على أكتساب إلكترون جديد تكون كبيرة لأن ذلك يجعل المستوى الفرعى الأخير للكربون نصف ممتلئ ($2p^3$) وبالتالى يصبح ميلها الإلكترونى كبير.

$$C + e^- \longrightarrow C^-$$

$({}_6C)\ 1s^2\ , 2s^2\ , 2p^2$ $\qquad$ $(C^-)\ 1s^2\ , 2s^2\ , 2p^3$

العوامل التى تجعل الميل الإلكترونى للذرة صغير :

① زيادة نصف القطر (**لأن الميل الإلكترونى يتناسب عكسياً مع نصف القطر الذرى**).

② إذا كان الإلكترون الجديد المكتسب يضاف إلى مستوى فرعى مكتمل أو نصف مكتمل.

▲ **تطبيق:** قدرة غاز النيون على أكتساب إلكترون جديد تكاد تكون منعدمة والسبب فى ذلك أن المستوى الفرعى الأخير للنيون ($2p^6$) مكتمل تماماً بالإلكترونات.

$$Ne + e^- \longrightarrow \boxed{X}$$

$({}_{10}Ne)\ 1s^2\ , 2s^2\ , 2p^6$

تدرج الميل الإلكترونى فى الجدول الدورى

١ فى الدورة الواحدة:

- **يزداد الميل الإلكترونى كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين، لأن زيادة العدد الذرى يعمل على:**

- نقص نصف القطر وبالتالى تزداد قوة جذب النواة للإلكترونات، مما يسهل على النواة جذب إلكترون جديد.

٢ فى المجموعة الواحدة:

- **يقل الميل الإلكترونى كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل، لأن زيادة العدد الذرى يعمل على:**

- زيادة نصف القطر وبالتالى تقل قوة جذب النواة للإلكترونات مما يصعب على النواة جذب إلكترون جديد.



(١) هناك شذوذ فى الميل الإلكترونى بالنسبة لعناصر المجموعة 2A والتى من أمثلتها عنصر البريليوم، فعند التوزيع الإلكترونى لأى عنصر من عناصرها نجد أن المستوى الفرعى الأخير مكتمل بالإلكترونات (ns^2) مما يجعل ميلها الإلكترونى يقترب من الصفر.

- مثال: عند التوزيع الإلكترونى لعنصر البريليوم نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2s^2$ مكتمل تماماً بالإلكترونات.

$$({}_4Be)\ 1s^2\ ,\ 2s^2$$

(٢) هناك شذوذ فى الميل الإلكترونى بالنسبة لعناصر المجموعة 5A والتى من أمثلتها عنصر النيتروجين، فعند التوزيع الإلكترونى لأى عنصر من عناصرها نجد أن المستوى الفرعى الأخير نصف مكتمل بالإلكترونات (np^3) مما يجعل الميل الإلكترونى يقترب من الصفر.

- مثال: عند التوزيع الإلكترونى لعنصر النيتروجين نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2p^3$ نصف مكتمل بالإلكترونات.

$$({}_7N)\ 1s^2\ ,\ 2s^2\ ,\ 2p^3$$

(٣) عناصر المجموعة الصفرية (العناصر النبيلة) مستوى الطاقة الأخير لها يكون مكتمل بالإلكترونات (np^6) ولذلك الميل الإلكترونى لهذه العناصر يقترب من الصفر.

- مثال: عند التوزيع الإلكترونى لغاز النيون نجد أن المستوى الفرعى الأخير $2p^6$ مكتمل تماماً بالإلكترونات.

$$({}_{10}Ne)\ 1s^2\ ,\ 2s^2\ ,\ 2p^6$$

(٤) فى عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) نلاحظ أن الميل الإلكترونى للفلور ($_9F$) أقل من الكلور ($_{17}Cl$) الذى يليه مباشرة ، والسبب فى ذلك أن ذرة الفلور نصف قطرها صغير جداً فيعانى الإلكترون الجديد من قوة تنافر كبيرة جداً مع الإلكترونات التسعة الموجودة أساساً حول النواة مما يقلل من كمية الطاقة المنطلقة بسبب استهلاك جزء منها للتغلب على قوة التنافر.

(٥) ترتيب عناصر المجموعة 7A من حيث الميل الإلكترونى يكون كالتالى:

(Cl > F > Br > I).

ملاحظات هامة

(١) الميل الإلكترونى يمثل طاقة منطلقة لذا تكون قيمة ΔH سالبة .

(٢) الميل الإلكترونى الثانى أو الثالث الخ طاقة ممتصة وليست منطلقة لذا فهو أقل من الميل الإلكترونى الأول.

مثال:

$$P_{(g)} + e^- \longrightarrow P^-_{(g)} \qquad \Delta H = -72 \ KJ/mol$$

$$P^-_{(g)} + e^- \longrightarrow P^{2-}_{(g)} \qquad \Delta H = +468 \ KJ/mol$$

$$P^{2-}_{(g)} + e^- \longrightarrow P^{3-}_{(g)} \qquad \Delta H = +886 \ KJ/mol$$

وبالتالى فإن :

$$P_{(g)} + 3e^- \longrightarrow P^{3-}_{(g)} \qquad \Delta H = -72 + 468 + 886 = +1282 \ KJ/mol$$

يتناسب الميل الإلكترونى عكسيا مع نصف القطر حيث يقل الميل الإلكترونى فى المجموعة بزيادة العدد الذرى ويزداد فى الدورة بزيادة العدد الذرى مع مراعاة الحالات الشاذة التالية:

- الميل الإلكترونى لعنصرمن 2A أقل من 1A , 3A
- الميل الإلكترونى لعنصر من 5A اقل من 6A , 4A
- في المجموعات (3A , 4A , 5A , 6A , 7A) الميل الإلكترونى لثانى عنصر في كل مجموعة أكبر من ميل أول عنصر.

فمثلاً ميل الكلور أكبر من ميل الفلور – ميل الكبريت أكبر من ميل الأكسجين – ميل الفوسفور أكبر من ميل النيتروجين .... الخ

- أكبر ميل إلكترونى في الدورة للهالوجين وأقل ميل للعنصر النبيل.
- أكبر العناصر في الميل الإلكترونى هو الكلور.
- في حالة الأيزوميرات الإلكترونية : (ذرة عنصر نبيل أو أيونات « موجبة أو سالبة » تحتوى على نفس عدد الإلكترونات) يكون الميل الإلكترونى: $A^{-2} < B^{-1} < C < X^{+1} < Y^{+2} < Z^{+3}$



رابعاً السالبية الكهربية

• عندما ترتبط ذرتين لعنصرين مختلفين، فإن قدرة الذرة الأولى على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها تختلف عن قدرة الذرة الثانية، وهو ما يعبر عنه بالسالبية الكهربية.

تعريف السالبية الكهربية

• هى قدرة الذرة المرتبطة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.

خد بالك

(١) جهد التأين مصطلح طاقة يشير للذرة وهى فى حالتها المفردة. (ويقاس بوحدة الكيلوجول / مول)

(٢) الميل الإلكترونى مصطلح طاقة يشير للذرة وهى فى حالتها المفردة. (ويقاس بوحدة الكيلوجول / مول)

(٣) السالبية الكهربية لا تعتبر مصطلح طاقة وتشير للذرة المرتبطة مع غيرها وليس لها وحدة قياس.

(٤) الفرق فى السالبية الكهربية يلعب دوراً أساسياً فى تحديد نوع الرابطة بين الذرات.

تدرج السالبية الكهربية فى الجدول الدورى

١ فى الدورة الواحدة:

• تزداد السالبية الكهربية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين، لأن زيادة العدد الذرى يعمل على:

- نقص نصف القطر وبالتالى تزداد قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.

٢ فى المجموعة الواحدة:

• تقل السالبية الكهربية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل، لأن زيادة العدد الذرى يعمل على:

- زيادة نصف القطر وبالتالى تقل قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها.

ملحوظة هامة

(١) عناصر المجموعة 1A (الأقلاء) هى الأقل سالبية كهربية.

(٢) عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) هى الأكبر سالبية كهربية.

(٣) يعتبر عنصر الفلور ($_{9}F$) أكبر العناصر سالبية كهربية.

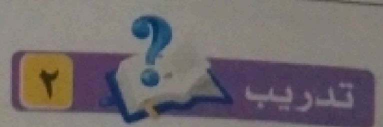
(٤) يعتبر عنصر السيزيوم ($_{55}Cs$) أقل العناصر سالبية كهربية.



جهد التأين	الميل الإلكترونى	السالبية الكهربية
مقدار الطاقة اللازمة لفصل أو إزالة أقل الإلكترونات ارتباطاً بالنواة	مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترون	قدرة الذرة المرتبطة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية نحوها
مصطلح طاقة يشير للذرة المفردة	مصطلح طاقة يشير للذرة المفردة	مصطلح يشير للذرة المرتبطة
يؤدى لتكوين أيونات موجبة	يؤدى لتكوين أيونات سالبة	عند ارتباط ذرتين فرق السالبية بينهما أكبر من 0.4 وأقل من 1.7 تتكون على الذرة الأعلى سالبية شحنة سالبة جزئية، وعلى الذرة الأقل سالبية شحنة موجبة جزئية
$M + Energy \longrightarrow M^{+} + e$	$X + e \longrightarrow X^{-} + Energy$	
$\Delta H = (+)$	$\Delta H = (-)$	

◄ جدول يبين قيم السالبية الكهربية :

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
الدورة الأولى	H 2.1						
الدورة الثانية	Li 1	Be 1.5	B 2	C 2.5	N 3	O 3.5	F 4
الدورة الثالثة	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3
الدورة الرابعة	K 0.8	Ca 1					Br 2.8



1 أيا مما يأتى هو الأكبر فى نصف القطر بالنسبه لذرة النيتروجين وأيوناتها؟

(أ) N^{0} (ب) N^{+5} (جـ) N^{-3} (د) N^{+3}

الاجابة

(جـ) لأن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرتة ونصف قطر الأيون الموجب أقل من نصف قطر ذرتة.



2 إذا كان نصف قطر أيون الكلوريد $Cl^- = 1.81\ \mathring{A}$ فيمكن أن يكون نصف قطر ذرة الكلور ....

(أ) $1.81\ \mathring{A}$ (ب) أكبر من $1.81\ \mathring{A}$ (جـ) أقل من $1.81\ \mathring{A}$ (د) $3.62\ \mathring{A}$

الإجابة

(جـ) لأن نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته وبالتالى نصف قطر ذرة الكلور يجب أن يكون أقل من 1.81.

3 أعلى طاقة تأين أول يمثلها العنصر الذى ينتهى توزيعه الإلكترونى بالمستوى الفرعى ....

(أ) np^3 (ب) np^4 (جـ) np^5 (د) np^6

الإجابة

(د) لأن فقد الإلكترون الأول فى هذه الحالة سوف يتسبب فى كسر مستوي رئيسى مكتمل (لاحظ أن np^6 هو التركيب الالكترونى للغاز الخامل) وذلك يحتاج لطاقة كبيرة جداً.

4 جهد التأين الأول للفلور $_9F$ أكبر من جهد التأين الأول للأكسجين $_8O$ لأن ....

(أ) نصف قطر الفلور < نصف قطر الأكسجين.

(ب) نصف قطر الفلور > نصف قطر الأكسجين.

(جـ) عدد مستويات الطاقة فى الفلور < عدد مستويات الطاقة فى الأكسجين.

(د) عدد مستويات الطاقة فى الفلور > عدد مستويات الطاقة فى الأكسجين.

الإجابة

(أ) لأن كلما قل نصف القطر يزداد جهد التأين وذلك لزيادة قوة جذب النواة للإلكترونات.

5 أيا من العناصر التالية له أقل جهد تأين أول؟

(أ) $_{19}K$ (ب) $_7N$ (جـ) $_9F$ (د) $_8O$

الإجابة

(أ) لأن التوزيع الالكترونى هو $_{19}K\ [_{18}Ar]\ 4s^1$ وبالتالى عند فقده لإلكترون سوف يتشبه بالتركيب الإلكترونى للارجون فيزداد استقراره.





3 تدرج الخواص فى الجدول الدورى

خامساً الخاصية الفلزية واللافلزية

- يعتبر العالم برزيليوس هو أول من قسم العناصر إلى فلزات ولافلزات اعتماداً على خواصها الفيزيائية وذلك فى أوائل القرن التاسع عشر، وكان ذلك بالطبع قبل معرفته لأية معلومات عن بنية الذرة.
- بالرغم من قدم هذا التقسيم إلا انه مازال يستخدم حتى يومنا هذا بالرغم من عدم وجود حدود فاصلة بين خواص الفلزات واللافلزات.

أ الفلزات

١) هى مجموعة من العناصر يمتلئ غلاف تكافؤها غالباً بأقل من نصف سعته بالإلكترونات (إذا أحتوى العنصر فى غلاف تكافؤه على 1 أو 2 أو 3 إلكترون فهو فلز).

تطبيق: لاحظ التركيب الإلكترونى لكل من الصوديوم والماغنسيوم والألومنيوم.

$({}_{11}Na)$ 2 8 1 $({}_{12}Mg)$ 2 8 2 $({}_{13}Al)$ 2 8 3

٢) تميل لفقد إلكترونات غلاف تكافؤها وتتحول لأيونات موجبة وذلك بهدف الوصول للتركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل يسبقها فى الجدول ولذلك توصف بأنها عناصر كهروموجبة.

٣) جيدة التوصيل للكهرباء وذلك بسبب سهولة إنتقال إلكترونات تكافؤها القليلة من مكان ما فى الفلز إلى مكان آخر.

٤) تتميز بكبر أنصاف أقطار ذراتها، مما يؤدى ذلك إلى:

(أ) صغر جهد تأينها.
(ب) صغر ميلها الإلكترونى.
(جـ) صغر سالبيتها الكهربية.

٥) وجود الفلزات فى الجدول الدورى:

(أ) تمثل كل عناصر الفئة s ماعدا الهيدروجين H_2 (لافلز) والهيليوم He (غاز خامل).
(ب) تمثل كل عناصر الفئة d.
(جـ) تمثل كل عناصر الفئة f.
(د) تمثل كل عناصر الفئة p الذى ينتهى تركيبها الإلكترونى بـ (np^1) ماعدا عنصر البورون B (شبه فلز).

ب اللافلزات

١ هى مجموعة من العناصر يمتلئ غلاف تكافؤها غالباً بأكثر من نصف سعته بالإلكترونات

٢ تميل لاكتساب إلكترونات وتتحول لأيونات سالبة وذلك بهدف الوصول للتركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل يليها فى الجدول ولذلك توصف بأنها عناصر كهروسالبة.

٣ رديئة التوصيل للكهرباء وذلك بسبب شدة ارتباط إلكترونات تكافؤها بالنواة وبالتالى يصعب حركة هذه الإلكترونات.

٤ تتميز بصغر أنصاف أقطار ذراتها، مما يؤدى ذلك إلى:

(أ) كبر جهد تأينها. (ب) كبر ميلها الإلكترونى. (جـ) كبر سالبيتها الكهربية.

٥ وجود اللافلزات فى الجدول الدورى:

(أ) توجد فى الفئة s متمثلة فى عنصر الهيدروجين فقط.

(ب) توجد فى عناصر الفئة p.

خد بالك

◄ الفئة p تحتوى على فلزات - أشباه فلزات - لافلزات.

جـ أشباه الفلزات

١ هى مجموعة من العناصر يمتلئ غلاف تكافؤها غالباً بنصف سعته بالإلكترونات

أشباه الفلزات بالجدول	أستاتين	التيلوريوم	الأنتيمون	الزرنيخ	الجرمانيوم	السيليكون	البورون
رمز العنصر	$_{85}At$	$_{52}Te$	$_{51}Sb$	$_{33}As$	$_{32}Ge$	$_{14}Si$	$_{5}B$
رقم المجموعة	7A	6A	5A	5A	4A	4A	3A
عدد إلكترونات التكافؤ	7	6	5	5	4	4	3

٢ لها مظهر الفلزات ومعظم خواص اللافلزات

(**شكلها الظاهرى يشبه الفلزات بينما سلوكها الكيميائى يشبه سلوك اللافلزات**).

٣ توصيلها الكهربى أقل من توصيل الفلزات وأكبر كثيراً من توصيل اللافلزات ولذلك تسمى بأشباه الموصلات.

٤ سالبيتها الكهربية متوسطة بين الفلزات واللافلزات.

٥ تستخدم فى صناعة أجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور - بصفتها أشباه موصلات.

ملحوظة هامة

أكاسيد أشباه الفلزات	أكاسيد اللافلزات	أكاسيد الفلزات
أغلبها أكاسيد حامضية وبعضها أكاسيد مترددة	أكاسيد حامضية	أغلبها أكاسيد قاعدية وبعضها أكاسيد مترددة

تدرج الخاصية الفلزية واللافلزية فى الجدول الدورى

١ فى الدورة الواحدة:

- تبدأ الدورة بأقوى الفلزات فى المجموعة 1A (الأقلاء)، وبزيادة العدد الذرى تقل الخاصية الفلزية كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين (بسبب نقص نصف القطر) حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تبدأ الخاصية اللافلزية فى الظهور بداية من اللافلزات الضعيفة حتى نصل إلى أقوى اللافلزات فى المجموعة 7A (الهالوجينات).

٢ فى المجموعة الواحدة:

- كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل تزداد الخاصية الفلزية وتقل الخاصية اللافلزية لأن بزيادة العدد الذرى يزداد أنصاف أقطار الذرات وبالتالى يقل جهد التأين والميل الإلكترونى.

ملحوظة هامة

(١) أقوى الفلزات فى الجدول الدورى تقع أسفل يسار الجدول وهو عنصر السيزيوم Cs.

(٢) أقوى اللافلزات فى الجدول الدورى تقع أعلى يمين الجدول وهو عنصر الفلور F.

(٣) الفلز القوى ← هو فلز يفقد إلكترونات التكافؤ بسهولة.

(٤) اللافلز القوى ← هو فلز يكتسب الإلكترونات بسهولة.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA		
						H	He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						

فلزات
لافلزات
أشباه فلزات

سادسًا الخاصية الحامضية والقاعدية

معلومات متضمنة

- **الحمض:** مادة تذوب فى الماء وتعطى أيونات الهيدروجين الموجبة H^+.

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

- **القلوى :** مادة تذوب فى الماء وتعطى أيونات الهيدروكسيل السالبة OH^-.

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

عندما يتحد العنصر مع الأكسجين يتكون مركب يعرف بالأكسيد، وهناك ثلاثة أنواع من الأكاسيد

أ الأكاسيد الحامضية

- هى أكاسيد لعناصر لافلزية.

ثانى أكسيد الكربون	CO_2
ثانى أكسيد الكبريت	SO_2
ثالث أكسيد الكبريت	SO_3
ثانى أكسيد النيتروجين	NO_2
خامس أكسيد الفوسفور	P_2O_5

- تسمى أكاسيد اللافلزات عادة بالأكاسيد الحامضية لأنها تكون أحماض عند ذوبانها فى الماء.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

حمض الكربونيك

$$SO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{3(aq)}$$

حمض الكبريتوز

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2SO_{4(aq)}$$

حمض الكبريتيك

$$P_2O_{5(g)} + 3H_2O_{(l)} \longrightarrow 2H_3PO_{4(aq)}$$

حمض الأرثوفسفوريك

- تتفاعل مع القلويات وتعطى ملح وماء.

$$CO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2CO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

كربونات الصوديوم

$$SO_{3(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

كبريتات الصوديوم

- لا تتفاعل مع الأحماض.

ب الأكاسيد القاعدية

- هى أكاسيد لعناصر فلزية.

أكسيد الصوديوم	Na_2O
أكسيد البوتاسيوم	K_2O
أكسيد الماغنسيوم	MgO
أكسيد الكالسيوم	CaO

- بعضها يذوب فى الماء مكوناً قلويات ولذلك تعرف بالأكاسيد القلوية.

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$$

هيدروكسيد الصوديوم

$$K_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2KOH_{(aq)}$$

هيدروكسيد البوتاسيوم

$$MgO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Mg(OH)_{2(aq)}$$

هيدروكسيد الماغنسيوم

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

هيدروكسيد الكالسيوم

- تتفاعل مع الأحماض وتعطى ملح وماء.

$$Na_2O_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

كلوريد الصوديوم

$$MgO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

كبريتات الماغنسيوم

- لا تتفاعل مع القلويات.
- بعضها لا يذوب فى الماء مثل ($CuO - PbO - Ag_2O - Fe_2O_3$).

جـ الأكاسيد المترددة (الأمفوتيرية)

- هى أكاسيد فلزات غالباً.

أكسيد الألومنيوم	Al_2O_3
أكسيد الخارصين	ZnO
أكسيد القصدير	SnO
أكسيد الأنتيمون	Sb_2O_3

- هى أكاسيد تتفاعل مع الأحماض وكأنها أكاسيد قاعدية ، وتتفاعل مع القلويات وكأنها أكاسيد حامضية ، وتعطى فى الحالتين ملح وماء .

$$ZnO_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)}$$

كبريتات الخارصين

$$ZnO_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2ZnO_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

خارصينات الصوديوم

$$Al_2O_{3(s)} + 6HCl_{(aq)} \longrightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_2O_{(l)}$$

كلوريد الألومنيوم

$$Al_2O_{3(s)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow 2NaAlO_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

ميتا ألومينات الصوديوم

تدرج الخاصية القاعدية والخاصية الحامضية فى الجدول الدورى

١ فى الدورة الواحدة:

- بزيادة العدد الذرى (كلما اتجهنا من اليسار إلى اليمين) تقل الخاصية القاعدية لأكسيد العنصر وتزداد الخاصية الحامضية.

٢ فى المجموعة الواحدة:

- بزيادة العدد الذرى (كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل) تزداد الخاصية القاعدية لأكسيد العنصر وتقل الخاصية الحامضية وذلك بسبب زيادة نصف القطر.

- **تطبيق:** تدرج الخاصية القاعدية للأكسيد فى المجموعة 1A

تزداد الخاصية القاعدية ↓
Li_2O
Na_2O
K_2O

- **تطبيق:** تدرج الخاصية الحامضية للأكسيد فى المجموعة 5A

تقل الخاصية الحامضية ↓
N_2O_3
P_2O_3
As_2O_3



- تزداد الخاصية الحامضية للمركبات الهيدروجينية لعناصر المجموعة 7A بزيادة العدد الذرى (من أعلى إلى أسفل)، لأن بزيادة العدد الذرى فى المجموعة يزداد نصف قطر الهالوجين وبالتالى تقل قوة جذبه لذرة الهيدروجين ويسهل تأينها.

تزداد الخاصية الحامضية ↓
HF
HCl
HBr
HI



الخاصية الحامضية والخاصية القاعدية للمركبات الهيدروكسيلية

- تعتبر كل من الأحماض الأكسجينية والقواعد مركبات هيدروكسيلية ويمكن تمثيلها بالصيغة MOH (حيث M تمثل ذرة عنصر قد يكون فلز أو لافلز).

تعريف الأحماض الأكسجينية

- هى أحماض تتكون من عنصر لافلز بالإضافة لذرات أكسجين وهيدروجين.

يمكن أن تتأين المركبات الهيدروكسيلية بأحدى الطرق التالية :

نوع التأين	السبب	معادلة التأين
يتأين كحمض ويعطى أيونات هيدروجين موجبة (H^+) M^+ — تنافر — H^+ ؛ M^+ — تجاذب — O^{--} ؛ H^+ — تجاذب — O^{--}	• قوى التجاذب بين (M^+, O^{--}) أكبر من قوى التجاذب بين (H^+, O^{--}) أى تنجذب O أكثر إلى M. • الرابطة (M – O) أقوى من الرابطة (O – H).	$MOH \rightleftharpoons MO^- + H^+$
يتأين كقاعدة ويعطى أيونات هيدروكسيد سالبة (OH^-) M^+ — تنافر — H^+ ؛ M^+ — تجاذب — O^{--} ؛ H^+ — تجاذب — O^{--}	• قوى التجاذب بين (H^+, O^{--}) أكبر من قوى التجاذب بين (M^+, O^{--}) أى تنجذب O أكثر إلى H. • الرابطة (O – H) أقوى من الرابطة (M – O).	$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$

يتأين كحمض أو كقاعدة حسب وسط التفاعل الذى تتواجد فيه	• قوى التجاذب بين (O^- , M^+) مساوية لقوى التجاذب بين (O^{--} , H^+). • الرابطة ($M - O$) مساوية لقوة الرابطة ($O - H$).	(أ) فى الوسط الحامضى تتأين كقاعدة. $MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$ (ب) فى الوسط القاعدى تتأين كحمض. $MOH \rightleftharpoons MO^- + H^+$
M^+ ، تجاذب ، تنافر ، H^+ ، O^- ، تجاذب		

العوامل التى تتوقف عليها قوى التجاذب بين كل من (M^+ , O^-) , (O^- , H^+)

(أ) حجم الذرة M.
(ب) مقدار شحنة M فى المركب.

معلومات متضمنة

(١) إذا كان نصف قطر M كبير وشحنته قليلة (فلز) ← تقل قوى التجاذب بين M, O ويتأين كقاعدة.

(٢) إذا كان نصف قطر M صغير وشحنته كبيرة (لافلز) ← تزداد قوى التجاذب بين M, O ويتأين كحمض.

تطبيق: مركب هيدروكسيد الصوديوم (مركب هيدروكسيلى) فيه حجم (نصف قطر) Na كبير وأيونه يحمل شحنة موجبة واحدة ولذلك:

• قوى الجذب بين Na^+ و O^- ضعيفة.
• الرابطة بين ($O - H$) أقوى من الرابطة بين ($Na - O$)، وبالتالى يتأين المركب كقاعدة ويعطى أيونات OH^-

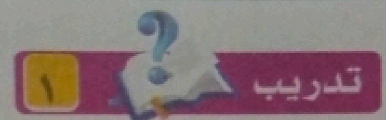
$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

قوة الأحماض الأكسجينية

• تزداد قوة الحمض الأكسجينى بزيادة عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين فيه.
• تمثل الأحماض الأكسجينية بالصيغة العامة $MO_n(OH)_m$ حيث:
- (M) تمثل ذرة اللافلز.
- (n) تمثل عدد ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين.
- (m) تمثل عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالهيدروجين.



الحمض	الأرثوسليكونيك	الأرثوفسفوريك	الكبريتيك	البيروكلوريك
صيغته	H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
صيغته الهيدروكسيلية	$Si(OH)_4$	$PO(OH)_3$	$SO_2(OH)_2$	$ClO_3(OH)$
النسبة بين n : m	Zero	1 : 3	2 : 2	3 : 1
عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين	Zero	1	2	3
قوة الحمض	ضعيف	متوسط	قوى	أقوى الأحماض



1 أيًا مما يأتى يعبر عن أكسيد لا فلز؟

(أ) يذوب فى الماء مكونا محلولا قلويا
(ب) يتفاعل مع القلويات ويكون ملح وحمض
(جـ) يتفاعل مع القلويات مكونا ملح وماء
(د) يتفاعل مع الاحماض مكونا ملح وماء

الإجابة

(جـ) لأن أكسيد اللافلز أكسيد حامضي يتفاعل مع القلويات ويعطى ملح وماء.

2 عنصر ممثل ينتهى توزيعه الإلكترونى بـ $2p^3$ أياً من العبارات الأتية صحيح بالنسبة للعناصر التي بعده ....

(أ) عناصر فلزيه ميلها الإلكترونى أكبر
(ب) عناصر فلزيه جهد تأينها أقل
(جـ) عناصر لا فلزيه سالبيتها أكبر
(د) عناصر لا فلزيه أنصاف أقطارها أكبر

الإجابة

(جـ) لأن العنصر الذى ينتهى ب np^3 يقع فى المجموعة 5A (رقم المجموعة فى العناصر الممثلة يساوي مجموع إلكترونات التكافؤ) وبالتالى العناصر التى تقع فى المجموعات التالية لافلزات ذات سالبية أعلى.

3 عند إمرار تيار من غاز CO_2 فى الماء ثم اختبار الوسط بورقة عباد الشمس نجد أنها ....

(أ) تحمر
(ب) تزرق
(جـ) لاتتغير
(د) تسود

الإجابة

(أ) لأنه أكسيد لافلز وعند ذوبانه فى الماء يكون محلول حامضي يحمر ورقة عباد الشمس.



4 يتأين المركب MOH تبعًا للمعادلة : $MOH \longrightarrow M^{+} + OH^{-}$ وبالتالى فإن ذرة العنصر M تمثل ....

(أ) ذرة فلز والمركب حمض
(ب) ذرة لا فلز والمركب حمض
(جـ) ذرة لا فلز والمركب قاعدة
(د) ذرة فلز والمركب قاعدة

الإجابة

(د) لأن المركب يتأين كقاعدة وبالتالى العنصر M فلز لأن المركبات الهيدروكسيلية للفلزات تتاين كقواعد.

5 فى المركب XOH تتساوى قوة الرابطة X - O مع قوة الرابطة O - H وهذا يعني أن ....

(أ) يمكن أن يعطى أيونات H^{+} فى الوسط الحمضي
(ب) يمكن أن يعطى أيونات OH^{-} فى الوسط الحمضي
(جـ) دائما يتأين كقاعده لوجود OH به
(د) دائماً يتأين كحمض لوجود H به

الإجابة

(ب) لأن هذا المركب متردد ويمكن أن يتأين كحمض وكقاعدة حسب نوع الوسط وبالتالى يمكن أن يعطي أيونات OH^{-} فى الوسط الحامضي.

6 إذا كان الحمض H_2XO_n أقل حامضية من الحمض H_2XO_m فمن المحتمل أن تكون النسبه بين $\frac{m}{n}$

(أ) أكبر من 1
(ب) اصغر من 1
(جـ) تساوى 1
(د) 2 : 1

الإجابة

(أ) لأنه كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض وبالتالى قيمة m أكبر من قيمة n.

7 إذا كان العنصر M تركيبه الإلكترونى $4s^{1}$. فإن كل مما يأتى صحيح بالنسبة لمركباته الهيدروكسيلية عدا ...

(أ) يتأين كقاعده
(ب) قوة الجذب بينه وبين الاكسجين صغيرة
(جـ) حجمه كبير وشحنته صغيره
(د) يتأين كحمض

الإجابة

(د) لأن العنصر M من عناصر المجموعة 1A وهى عناصر فلزية قوية ومركباتها الهيدروكسيلية تتأين كقواعد وليست كأحماض.



أعداد التأكسد



تعريف عدد التأكسد

- هو عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الذرة أو الأيون فى المركب (الأيونى - التساهمي).

لمعرفة عدد تأكسد ذرة فى مركب ما ، يتبع ما يلى

أولاً فى المركبات الأيونية

- عدد تأكسد الأيون يساوى تكافؤ هذا الأيون مسبوقاً بإشارة موجبة فى حالة الأيونات الموجبة وبإشارة سالبة فى حالة الأيونات السالبة.

(أ) إذا كان عدد التأكسد موجباً فهذا يدل على عدد الإلكترونات التى فقدتها الذرة لتعطى هذا الكاتيون.

(ب) إذا كان عدد التأكسد سالباً فهذا يدل على عدد الإلكترونات التى اكتسبتها الذرة لتعطى هذا الأنيون.

ثانياً فى المركبات التساهمية

- لاتوجد أيونات موجبة أو سالبة ، فإن الشحنة التى تحملها الذرة تبين الإزاحة الإلكترونية فى الرابطة.

(أ) الذرة الأكثر سالبية كهربية تحمل شحنة سالبة ولذلك تنزاح الإلكترونات نحوها.

(ب) الذرة الأقل سالبية كهربية تحمل شحنة موجبة ولذلك تنزاح الإلكترونات بعيداً عنها .

قواعد حساب أعداد التأكسد

١ فى جزىء المركب مجموع أعداد التأكسد للذرات المكونة للجزىء يساوى صفر؛ لأن جزىء المركب متعادل الشحنة (أى أن شحنته تساوى صفر).

المركب	NaCl	$CuSO_4$	MgO	$FeCl_3$
عدد التأكسد	Zero	Zero	Zero	Zero

٢ عدد تأكسد أى عنصر فى الحالة العنصرية مهما كانت عدد ذراته يساوى Zero

العنصر	H_2	Na	O_2	O_3	P_4
عدد التأكسد	Zero	Zero	Zero	Zero	Zero



٣ عدد تأكسد أيون العنصر تساوى الشحنة التي يحملها

أيونات العنصر	H^+	S^{2-}	Ag^+	O^{2-}	Cu^{2+}	N^{3-}
عدد التأكسد	+1	-2	+1	-2	+2	-3

٤ عدد تأكسد عناصر المجموعة 1A (الأقلاء) مثل Li - K - Na - Rb - Cs فى جميع مركباتها دائماً يساوى (+1).

المركب	LiOH	NaCl	K_2O
عدد التأكسد	+1	+1	+1

٥ عدد تأكسد عناصر المجموعة 2A (الأقلاء الأرضية) مثل Mg - Ca - Ba فى جميع مركباتها دائماً يساوى (+2).

المركب	$BaSO_4$	$Ca(OH)_2$	$MgCl_2$
عدد التأكسد	+2	+2	+2

٦ عدد تأكسد عناصر المجموعة 3A مثل Al - B فى جميع مركباتها دائماً يساوى (+3).

المركب	$AlCl_3$	B_2O_3
عدد التأكسد	+3	+3

٧ عدد تأكسد عناصر المجموعة 7A (الهالوجينات) مثل Cl - Br - I يساوى (-1) باستثناء مركباتها مع الأكسجين.

المركب	HBr	NaI	$FeCl_2$
عدد التأكسد	-1	-1	-1

٨ عدد تأكسد الفلور F فى جميع مركباته يساوى (-1) والسبب فى ذلك انه أعلى عناصر الجدول الدورى من حيث السالبية الكهربية.

المركب	NaF	KF
عدد التأكسد	-1	-1

٩ عدد تأكسد الهيدروجين فى جميع مركباته يساوى (+1) باستثناء مركباته مع الفلزات النشطة والتي تعرف باسم هيدريدات الفلزات ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها يساوى (-1) والسبب فى ذلك أن السالبية الكهربية للهيدروجين أكبر من السالبية الكهربية للفلزات النشطة:

هيدريدات الفلزات :

- هى مركبات أيونية تتكون نتيجة اتحاد الهيدروجين مع الفلزات النشطة ويكون عدد تأكسد الهيدروجين فيها (-1) وعند التحليل الكهربي لهذه المركبات يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد (القطب الموجب).

المركب	HCl	HBr	H_2O
عدد التأكسد	+1	+1	+1

المركب	KH	NaH	LiH	CaH_2	AlH_3
عدد التأكسد	-1	-1	-1	-1	-1
اسم المركب	هيدريد البوتاسيوم	هيدريد الصوديوم	هيدريد الليثيوم	هيدريد الكالسيوم	هيدريد الألومنيوم

١٠ عدد تأكسد الأكسجين فى معظم مركباته يساوى (-2) باستثناء

المركب	ZnO	MgO	Na_2O	Al_2O_3
عدد التأكسد	-2	-2	-2	-2

(أ) الأكسجين مع الفلور يكون مركب ثانى فلوريد الأكسجين OF_2 ويكون عدد تأكسد الأكسجين فى هذا المركب يساوى (+2) والسبب فى ذلك أن الفلور أعلى عنصر فى الجدول الدورى من حيث السالبية الكهربية.

(ب) مركبات سوبر أكسيد يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها (-½) مثل:

- سوبر أكسيد البوتاسيوم KO_2.

(جـ) مركبات فوق الأكسيد يكون عدد تأكسد الأكسجين فيها (-1) مثل:

- فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2.
- فوق أكسيد الصوديوم Na_2O_2.

١١ مجموع أعداد تأكسد ذرات العناصر المختلفة فى المركب تساوى Zero

- فى مركب أكسيد الماغنسيوم MgO.

➤ عدد تأكسد الماغنسيوم (+2) + عدد تأكسد الأكسجين (-2) = Zero



١٢ تتميز العناصر الإنتقالية بتعدد حالات تأكسدها ويمكن تحديد حالة تأكسدها بدلالة أعداد تأكسد العناصر الأخرى المعروفة الداخلة معها فى المركب.

١٣ عدد تأكسد المجموعة الذرية تساوى الشحنة التى تحملها.

(أ) مجموعات ذرية أحادية التكافؤ.

المجموعة الذرية	NH_4^+	OH^-	HCO_3^-	MnO_4^-	NO_2^-	NO_3^-	ClO_3^-
عدد التأكسد	+1	-1	-1	-1	-1	-1	-1

(ب) مجموعات ذرية ثنائية التكافؤ.

المجموعة الذرية	CO_3^{-2}	SO_4^{-2}	SO_3^{-2}	CrO_4^{-2}	$Cr_2O_7^{-2}$	$S_2O_3^{-2}$
عدد التأكسد	-2	-2	-2	-2	-2	-2

(جـ) مجموعات ذرية ثلاثية التكافؤ.

المجموعة الذرية	PO_4^{-3}
عدد التأكسد	-3



1 أحسب عدد تأكسد الكبريت فى كل من ....

① S

$\therefore S = Zero$

② S_8

$\therefore S = Zero$

③ S^{-2}

$\therefore S = -2$

④ $S_2O_3^{-2}$

$2S + 3O = -2$
$2S + (3 \times -2) = -2$
$2S = +4$
$\therefore S = +2$

⑤ SO_3

$S + 3O = 0$
$S + (3 \times -2) = 0$
$\therefore S = +6$

⑥ H_2SO_4

$S + 2H + 4O = 0$
$S + (2 \times +1) + (4 \times -2) = 0$
$\therefore S = +6$

⑦ $Na_2S_2O_3$

$2S + 2Na + 3O = 0$
$2S + (2 \times +1) + (3 \times -2) = 0$
$2S = +4$
$\therefore S = +2$

2 أحسب عدد تأكسد الكروم فى كل من ....

① Cr_2O_3

$2Cr + 3O = 0$
$2Cr + (3 \times -2) = 0$
$2Cr = +6$
$\therefore Cr = +3$

② $K_2Cr_2O_7$

$2Cr + 2K + 7O = 0$
$2Cr + (2 \times +1) + (7 \times -2) = 0$
$2Cr = +12$
$\therefore Cr = +6$

③ $Cr_2(SO_4)_3$

$2Cr + 3(SO_4) = 0$
$2Cr + (3 \times -2) = 0$
$2Cr = +6$
$\therefore Cr = +3$

3 أحسب عدد تأكسد المنجنيز فى كل من ....

① $KMnO_4$

$Mn + K + 4O = 0$
$Mn + (+1) + (4 \times -2) = 0$
$\therefore Mn = +7$

② MnO_2

$Mn + 2O = 0$
$Mn + (2 \times -2) = 0$
$\therefore Mn = +4$

4 أحسب عدد تأكسد الحديد فى $Fe_2(SO_4)_3$ ....

$2Fe + 3(SO_4) = 0$
$2Fe + (3 \times -2) = 0$
$2Fe = +6$
$\therefore Fe = +3$

5 أحسب عدد تأكسد النحاس فى $Cu(NO_3)_2$ ....

$Cu + 2(NO_3) = 0$
$Cu + (2 \times -1) = 0$
$\therefore Cu = +2$

6 أحسب عدد تأكسد الأكسجين فى مركب H_2O ....

$O + 2H = 0$
$O + (2 \times +1) = 0$
$\therefore O = -2$

7 أحسب عدد تأكسد النيتروجين فى $(NH_4)^+(NO_3)^-$ ....

- النيتروجين فى هذا المركب له حالتان تأكسد لأنه يتواجد فى مجموعتان ذريتان مختلفتان.

$(NO_3)^-$	$(NH_4)^+$
$NO_3 = -1$	$NH_4 = +1$
$N + 3O = -1$	$N + 4H = +1$
$N + (3 \times -2) = -1$	$N + (4 \times +1) = +1$
$\therefore N = +5$	$\therefore N = -3$

حساب التغير الحادث فى عدد التأكسد أثناء التفاعل الكيميائى

- يمكن معرفة التغير الحادث للعنصر من حيث التأكسد أو الاختزال أثناء التفاعل الكيميائي وذلك عن طريق تتبع التغير الحادث فى عدد التأكسد قبل وبعد التفاعل الكيميائي.

تعريف الأكسدة

- هى عملية يتم فيها فقد إلكترونات وزيادة فى الشحنة الموجبة أو نقص فى الشحنة السالبة.

تعريف الاختزال

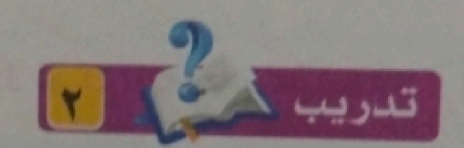
• هى عملية يتم فيها اكتساب إلكترونات وزيادة فى الشحنة السالبة أو نقص فى الشحنة الموجبة.

تعريف العامل المؤكسد

• هو المادة التي يحدث لها اختزال (المادة التي تكتسب إلكترونات أثناء التفاعل الكيميائي).

تعريف العامل المختزل

• هو المادة التي يحدث لها أكسدة (المادة التي تفقد إلكترونات أثناء التفاعل الكيميائي).



1 وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال فى التفاعل التالى مع تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل:

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

$H_2 \longrightarrow H_2O$	$CuO \longrightarrow Cu$
$2H = 0$ ، $H = 0$	$Cu + O = 0$
$2H + O = 0$	$Cu + (-2) = 0$
$2H + (-2) = 0$	$Cu = +2$
$2H = +2$	$Cu = 0$ ، $Cu = 0$
$H = +1$	
∴ حدثت عملية أكسدة للهيدروجين.	∴ حدثت عملية اختزال للنحاس.
∴ H_2 عامل مختزل.	∴ CuO عامل مؤكسد.

2 وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال فى التفاعل التالى مع تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل:

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow CO_2 + 4NO_2 + 2H_2O$$

$HNO_3 \longrightarrow NO_2$	$C \longrightarrow CO_2$
$N + 2O = 0$ $N + (2 \times -2) = 0$ $N = +4$ $N + H + 3O = 0$ $N + (+1) + (3 \times -2) = 0$ $N = +5$ ∴ حدثت عملية اختزال للنيتروجين. ∴ HNO_3 عامل مؤكسد.	$C + 2O = 0$ $C + (2 \times -2) = 0$ $C = +4$ $C = 0$ $C = 0$ ∴ حدثت عملية أكسدة للكربون. ∴ C عامل مختزل.

3 وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال للكبريت فى التفاعل التالى ثم حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل:

$$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 2H_2O + 3S$$

$SO_2 \longrightarrow S$	$H_2S \longrightarrow S$
$S = 0$ $S = 0$ $S + 2O = 0$ $S + (2 \times -2) = 0$ $S = +4$ ∴ حدثت عملية اختزال للكبريت. ∴ SO_2 عامل مؤكسد.	$S = 0$ $S = 0$ $S + 2H = 0$ $S + (2 \times +1) = 0$ $S = -2$ ∴ حدثت عملية أكسدة للكبريت. ∴ H_2S عامل مختزل.

4 وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال فى التفاعل التالى ثم حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل؟

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$$

$CuSO_4 \longrightarrow Cu$	$Zn \longrightarrow ZnSO_4$
$Cu = 0$ $Cu = 0$ $Cu + (SO_4) = 0$ $Cu + (-2) = 0$ $Cu = +2$ ∴ حدثت عملية اختزال للنحاس. ∴ $CuSO_4$ عامل مؤكسد.	$Zn + (SO_4) = 0$ $Zn + (-2) = 0$ $Zn = +2$ $Zn = 0$ $Zn = 0$ ∴ حدثت عملية أكسدة للخارصين. ∴ Zn عامل مختزل.

5 وضح التغير الحادث من أكسدة واختزال فى التفاعل التالى ثم حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل.

$$K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3$$

$2Cr + 2K + 7O = 0$	$2Cr + 3(SO_4) = 0$
$2Cr + (2 X +1) + (7 X -2) = 0$	$2Cr + 3(-2) = 0$
$2Cr = +12$	$2Cr = +6$
$Cr = +6$	$Cr = +3$

∴ حدثت عملية اختزال للكروم.

∴ $K_2Cr_2O_7$ عامل مؤكسد.

$$SO_2 \longrightarrow K_2SO_4$$

$S + 2O = 0$	$S + 2K + 4O = 0$
$S + (2 X -2) = 0$	$S + (2 X +1) + (4 X -2) = 0$
$S = +4$	$S = +6$

∴ حدثت عملية أكسدة للكبريت.

∴ SO_2 عامل مختزل.